الجمهورية العربية السورية
وزارة التربية
المركز الوطني لتطوير المناهج التربوية

الكيمياء

الصف العاشر الأدبي

2021 - 2022 م
1442 هـ

لجنة التّأليف:

فئة من المختصين

حقوقُ الطّباعة والتّوزيع محفوظةٌ للمؤسسة العامة للطبّاعة

حقوقُ التأليف والنشر محفوظة للمركز الوطني
لتطوير المناهج التّربويّة
وزارة التّربية ـ الجمهوريّة العربيّة السوريّة

طُبع لأول مرة في العام الدراسي: 2018-2019م

المقدمة

نقدّم للمتعلّمين الأعزّاء كتاب الكيمياء المبنيّ وفق الإطار العام للمنهاج الوطني ووثيقة المعايير الوطنيّة المطوّرة، والّتي تهدف إلى مواكبة التطوّرات الحاليّة، وتقديم منهاج قائم على البحث العلمي والتجريب يلبّي آمال المتعلّمين من جهةٍ، ومتطلبات سوق العمل والمجتمع المحلّي من جهةٍ أخرى.

يشهد العالم ثورةً معرفيّةً يرافقها تسارعٌ في إنتاج المعرفة وانتشارها وتطوّر التّقانات المستخدمة إضافةً إلى سرعة التغيّرات في مجالات الحياة كلّها.

لذلك وجب ربط المنهاج بالحياة اليوميّة للمتعلّم وبيئته، ومواكبة المستجدّات العلميّة والتّقنيّة الّتي سيكون لها الأثر الفعّال في تنمية شخصية المتعلّم من النّاحيتين الفكريّة والجسديّة، وهذا ما يسمح له بالتكامل مع متطلّبات الحياة المعاصرة، والمساهمة في التّنمية الوطنيّة المستدامة.

يخاطب المحتوى العلمي المتعلّم بوصفه محور العمليّة التّربويّة، ويشجّعه على التّعلم الذّاتي، حيث صيغت موضوعات الكتاب بأسلوب علمي مبسّط وواضح لتناسب النّمو العقلي والعمري للمتعلّم وتثير دافعيته. كما يرتكز المحتوى على المعارف والمهارات بعيداً عن الحشو والتّكرار، ويمكّن المتعلّم من مواجهة المشكلات الّتي يتعرّض لها في حياته اليوميّة، وإيجاد الأساليب المناسبة لحلّها، وكذلك يحفز المتعلّم على اكتساب مهارات التَواصل والتّفكير والبحث والاستنتاج بدلاً من تلقّي المعلومات وحفظها واستظهارها، كما يؤكّد المحتوى على دور المعلّم بوصفه موجّهاً للمناقشة، وميسّراً للعلم والعمل.
وكلّنا أملٌ وثقة أن يحقّق زملاؤنا المعلّمون ما نصبو إليه.

فريق التّأليف

الفهرس

الوحدة الأولى: المادة و تحوّلاتها

الدرس الأول:
حالات المادة والتغيّرات الفيزيائية والكيميائية 6
الدرس الثاني:
التفاعلات الكيميائية 18

الوحدة الثانية: المدارات الذرّية و الجدول الدوري

الدرس الأول:
المدارات الذرّية 32
الدرس الثاني:
الجدول الدوري للعناصر 43
الدرس الثالث:
دوريّة خاصيّات العناصر 52

الوحدة الأولى
المادة وتحوُّلاتها

الأهداف العامة للوحدة :

- يتعرَّفُ حالات المادة.
- يفهم التغيّرات الفيزيائية والكيميائية.
- يتعرَّفُ التفاعلات التامة والعكوسة.
- يتعرَّفُ تفاعلات الأكسدة والإرجاع وفق المفهوم الإلكتروني.

1-1 حالاتُ المادّة والتغيّرات الفيزيائيّة والكيميائيّة

ألاحظُ وأجيبُ:

بالنظر إلى الصورة السابقة:

هل تشغلُ المواد الموجودة فيها حيّزاً من الفراغ؟

هل يمكنُ لبعض حواسّك أن تُدركَ هذه المواد؟

هل لجميع هذه المواد كتلٌ؟

ماذا أستنتجُ ممّا سبق؟

المادة: هي كلّ ما تشعرُ به حواسنا، ولها كتلةٌ، وتشغلُ حيّزاً من الفراغ.

إضاءة

الكتلة تعبِّر عن كميّة المادة في الجسم، وتُقدَّر في الجملة الدولية بواحدة الكيلوغرام kg.

الأهداف:

* يتعرَّفُ حالات المادة.
* يتعرَّفُ التغيّرات الفيزيائية.
* يُعطي أمثلة على التغيّرات الفيزيائية.
* يتعرَّفُ التغيّرات الكيميائية.
* يتعرَّفُ عتبة التغّيرات الفيزيائية.

الكلمات المفتاحية:

* حالة البلازما.
* التحوّل الفيزيائي.
* الانصهار.
* التميّع.
* الغليان.
* التكاثف.
* التسامي.
* التغيرات الفيزيائية.
* التغيّرات الكيميائية.
* عتبة الانصهار.
* عتبة الغليان.

1-1 الحالات الفيزيائية للمادة

نشاط (1):

أنظرُ، ثمّ أقارِنُ بين الصور الثلاث من حيث الحالة الفيزيائية، والشكل والحجم، وقوى الترابط بين دقائق المادة.

الحالة الفيزيائية	صلب	------------	------------
الشكل	------------	غير مُحدَّد	------------
الحجم	------------	------------	غير ثابت
قوى الترابط	------------	أقلّ ترابطاً	------------

نتيجة:

الحالة الصلبة: لها شكل مُحدَّد وحجم ثابت، وتكون دقائقها أشدّ ترابطاً.
الحالة السائلة: لها شكل غير مُحدَّد وحجم ثابت، وتكون دقائقها أقلّ ترابطاً.
الحالة الغازية: لها شكل غير مُحدَّد وحجم غير ثابت، وتكون دقائقها أقلّ ترابطاً من الحالة السائلة.

2-1 حالة البلازما

تجربة:

أُعرّضُ لهبَ شمعة مُشتعِلة إلى توتّر كهربائي عالٍ.

قبل تطبيق توتّر كهربائي عالي على اللهب

عند تطبيق توتّر كهربائي عالي

أُلاحظُ أنّ اللهب تأثّر بالحقل الكهربائي، ماذا أستنتج؟

أستنتجُ: أنّ اللهب يتكوّن من دقائق صغيرة مشحونة.

هل شاهدت عبارات تحذيرية من التوتّر العالي؟

انتبه توتّر عالي

- عند توليد التيار الكهربائي المُتناوِب في سورية يرفع التوتّر إلى 66000 V وهذا يؤدّي إلى تأيّن الغازات المُحيطة بخطوط النقل، ويصبح الهواء ناقلاً للتيار الكهربائي، ممّا يؤدّي إلى أذية أي كائن حيّ يقترب من التوتّر العالي إلى مسافات معينة. ماذا أستنتج؟

أستنتج: أنّ الهواء تحوّل إلى غازات متأيّنة.

- يمكن أن تتكوّن المادة من تجمُّع دقائق صغيرة جداً مشحونة، وتشكّل ما يشبه الغيوم الغازية أو الأشعة المُتأيّنة. تسمّى المادة في هذه الحالة البلازما.

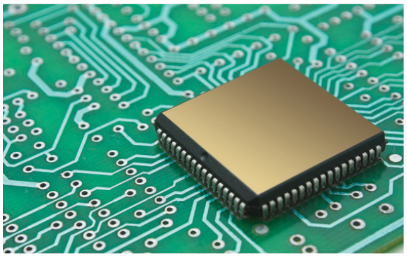
نتيجة:

تُعَدّ البلازما تجمّع دقائق صغيرة جداً مشحونة، وتشكّل ما يشبه الغيوم الغازية أو الأشعة المُتأيّنة، وهي الطور الأكثر شيوعاً في الكون. لأنّ اللهب والغمامة الكونيّة والنجوم، والغمامة المُشكّلة للذرّة هي أمثلة عن البلازما.

إثراء:

إنَّ الإشعاعات الكهرطيسية التي تُصدِرها الشمس، ومنها الأشعة فوق البنفسجية، لها القدرة على تأيين الغازات عند اختراقها الغلاف الجوي الأرضي، وتكوّن هذه الغازات المتأيّنة طبقة الأيونوسفير التي تتكوّن من البلازما، وتُحيط بكرتنا الأرضية على ارتفاع يبدأ من 70 km إلى حوالي 450 km عن سطح الأرض.

1-2-1 استعمالات البلازما



- صناعة الدارات الإلكترونية المُتكامِلة والتي تدخل في تركيب كلّ جهاز إلكتروني، هذا النوع من التكنولوجيا الدقيقة والمُعقَّدة تُصنَّع باستعمال البلازما.
- تستعمل في شاشات البلازما كمصدر ضوئي، ممَّا أدّى إلى تطوّر كبير في مجال تكنولوجيا شاشات العرض.
- في صناعة مصابيح الفلوروسنت (مصابيح الفلّورة) والنيون.
- المحافظة على نظافة البيئة:
  تُستعمَل البلازما حالياً، في العديد من الدول المتقدّمة، في التخلّص من المواد السامّة الملوّثة للبيئة، مُعتمِدين على العمليات الكيميائيّة الفريدة التي تتمّ داخل البلازما. حيث يمكن أن تقومَ البلازما بتحويل الغازات السامّة المُنبعِثة من مَداخن المصانع ومن عوادم السيّارات إلى غازات نافعة، وبتكاليف قليلة مثل تحويل غاز NO السام إلى غازَي النتروجين N_2 والأكسجين O_2.
- تُستعمَل البلازما في صناعة الألماس الصنعي، والرقائق فائقة التوصيل الكهربائي.
- تُستعمَل في الطبّ مثل: تعقيم الأدوات الطبّية.

نشاط (2):

إنّ الجسيمات المُشكّلة للبلازما تستجيب للحقول المغناطيسية والكهربائية، فسّر ذلك.

إثراء:

- في عام 1879م اكتشف العالم السير وليام كروكس البلازما عن طريق أنبوب كروكس، وأطلق عليها آنذاك «المادة الإشعاعيّة».
- اكتشف العالم البريطاني جوزيف تومسون خاصيّات وطبيعة البلازما عام 1897م.
- يرجع الفضل في تسمية البلازما إلى العالم إيرفينغ لانغموير في عام 1928م، لأنّه رأى أنّها مُشابِهة لبلازما الدم.
- تشكّل البلازما نسبة 99% من المادة الكونية بين النجوم والمجرّات من حيث الكتلة والحجم، وبعض الكواكب تشكّل البلازما أغلب مادتها، حيث يعتبر كوكب المشتري كتلة هائلة من البلازما.

إضاءة

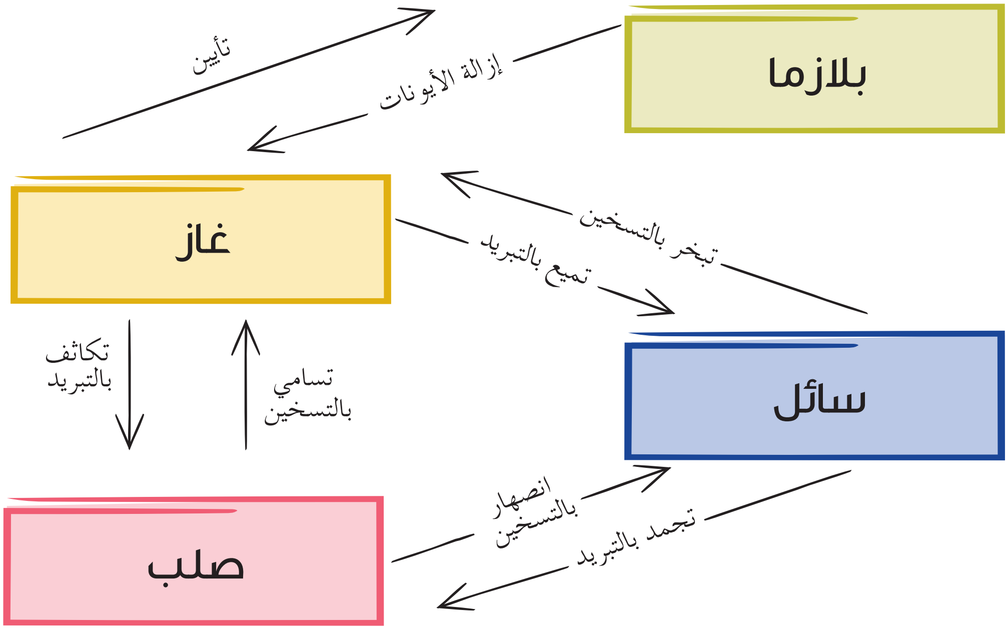
تتكوّن المادة من دقائق صغيرة، ولها ثلاثة أنواع:

1. ذرّات مثل الغازات النبيلة والمعادن.
2. مجموعات أيونية مثل الأملاح والحموض والأسس وبعض أكاسيد المعادن.
3. جزيئات مثل الماء وسكر الطعام وغاز الأكسجين وغاز الهدروجين وغيرها.

3-1 التغيّرات الفيزيائية

نشاط (3):

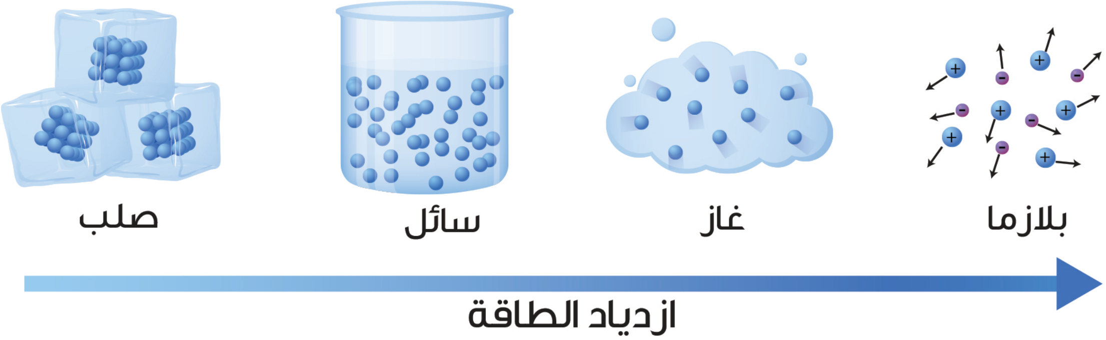
أنظرُ إلى المُخطَّط الآتي:



- أحددُ التحوّلات التي يتمّ فيها اكتساب الطاقة.
- أحددُ التحوّلات التي يتمّ فيها فقدان الطاقة.
- ما تأثير اكتساب الطاقة على قوى الترابط بين دقائق المادة؟
- هل يتغيّر التركيب الكيميائي للمادة عند انتقالها من حالة فيزيائية إلى أخرى؟

درجة انصهار الغاليوم 30°C ما هو تفسيرك لانصهاره عند وضعه في راحة اليد؟

أستنتج: عندما تَكتسِب دقائقُ المادة طاقةً تزداد حركتها الاهتزازية، وتضعف قوى الترابط بين دقائقها، فتنتقل المادة من حالة إلى أخرى.



تساؤل: ماذا يحدث عندما تفقد دقائق المادة السائلة طاقتها الحرارية؟

التغيّر الفيزيائي: هو تغيّر يطرأ على حالة المادة، فتتحوّل من حالة إلى أخرى دون تغيّر تركيبها الكيميائي.

نشاط (4):

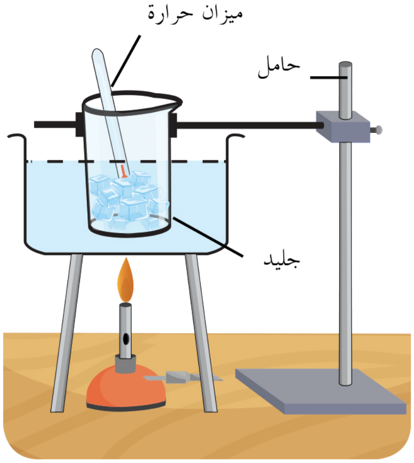
اعتماداً على المُخطّط السابق ماذا يُقصَد بكلّ من؟

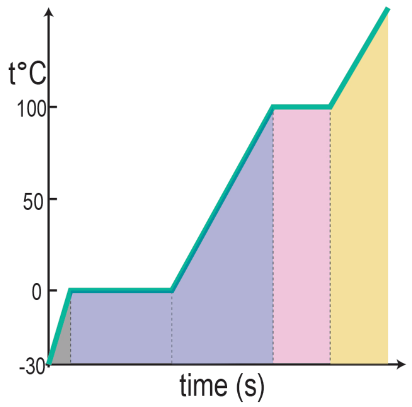
التميّع – الانصهار – التكاثف – التجمّد – التسامي.

1-3-1 عتبة التغيّرات الفيزيائية

تجربة:

1. خُذ قطعاً من الجليد، وضعها في دورق،كما في الشكل، وضعْ ميزان حرارة مُناسِب.
2. ضَعِ الدورق فوق موقد حراري، ولاحِظ ارتفاع درجة الحرارة تدريجياً.
3. دوّن ملاحظاتك حول:
   - حالة الماء قبل بلوغ درجة الحرارة 0°C.
   - حالة الماء عند درجة الحرارة 0°C.
   - دلالة ميزان الحرارة في أثناء تحول الماء من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة.





4. استمِرّ بالتسخين، و دوّن ملاحظاتك حول:

- حالة الماء قبل الدرجة 100°C
- حالة الماء عند بلوغ الدرجة 100°C
- دلالة ميزان الحرارة في أثناء تحوُّل الماء من الحالة السائلة إلى البخارية.

أُلاحظ:

1. قبلَ بلوغ الدَّرجة 0°C الماء حالته صلبة (جليد)، وعند بلوغ الدرجة 0°C يبدأ بالانصهار ويكون في الحالتين الصلبة والسائلة، و تبقى درجة الحرارة ثابتة حتى ينصهر الجليد بكامله.
2. تبدأ درجة حرارة الماء السائل بالارتفاع تدريجياً حتى الدرجة 100°C.
3. يبدأ الماء السائل بالتحوّل إلى الحالة البخارية عند بلوغ الدرجة 100°C، وتبقى درجة الحرارة ثابتة حتى يتبخّر الماء بكامله.

إضاءة

تطلق كلمة بخار على الحالة الغازية للمادة التي تكون صلبة أو سائلة في درجة حرارة الغرفة.

- فسّر ثبات درجة الحرارة في أثناء التحوّل من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة؟ وماذا تُدعى هذه الفترة من الزمن؟ و ماذا تُدعى درجة الحرارة عندئذٍ؟

إنّ الطاقة الحرارية تعملُ على إضعاف الترابط بين دقائق المادة، وتُغيّر الحالة الفيزيائية للمادة من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة، تُدعى هذه الفترة بعتبة الانصهار، وتُدعى درجة الحرارة عندئذٍ درجة الانصهار.

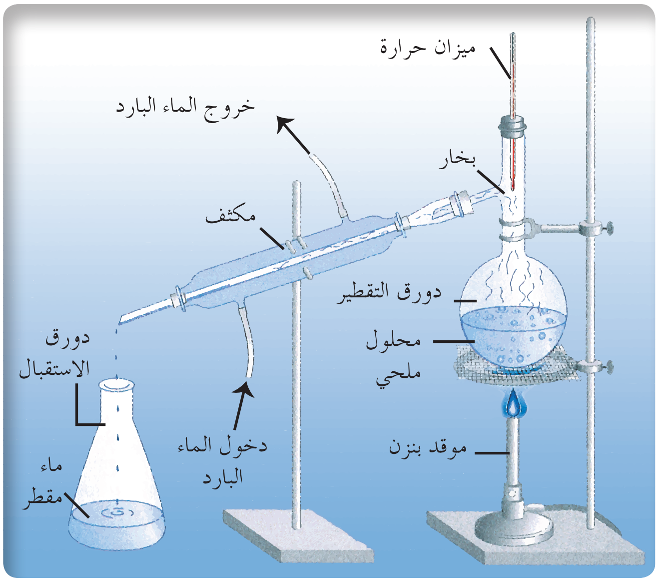
- فسّر ثبات درجة الحرارة في أثناء التحوّل من الحالة السائلة إلى الحالة البخارية؟ وماذا تُدعى هذه الفترة من الزمن؟ و ماذا تُدعى درجة الحرارة هذه ؟

إنَّ الطاقة الحرارية تعملُ على تحطيم الترابط بين دقائق المادة، وتُغيّر الحالة الفيزيائية للمادة من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية، تُدعى هذه الفترة بعتبة الغليان، وتُدعى درجة الحرارة عندئذٍ درجة الغليان.

إضاءة

تُعرَّف **درجة غليان المادة:** بأنّها درجة الحرارة التي يتساوى عندها ضغط بخار هذه المادة مع الضغط الجوي، و إذا كان الضغط الجوي نظامياً تُسمَّى درجة الغليان النظامية، وقيمتها بالنسبة للماء النقي 100°C
وإذا ازداد الضغط ترتفع درجة الغليان، وإذا انخفض الضغط تنخفض درجة الغليان.

1-3-2 أهمّية التغيّرات الفيزيائية



تجربة:

- كيف نفصل مكوّنات خليط من الماء والملح؟
  - أُسخّن محلولاً ملحياً، أُلاحظ تبخّر الماء، وتبقّي الملح في حالةٍ صلبة.
  - أُبرّد البخار، فيتحوّل إلى حالةٍ سائلة، فأُسمّي هذا النوع من التقطير تقطيراً بسيطاً.
- كيف نَفصِل مكوّناتُ خليط من المواد السائلة، اعتماداً على اختلاف درجة غليان كلٍّ منها؟
- أسخّن خليطاً من المواد السائلة، فأُلاحظ تبخّر المواد على مراحل تبعاً لدرجة غليان كلٍّ منها من الأدنى إلى الأعلى. أسمّي هذا النوع من التقطير، تقطيراً تجزيئياً.

نشاط (5):

كيف يتمُّ فصل مكوّنات النفط ؟

- فكّر كيف تستثمر التحوّلات الفيزيائية للحصول على أشكال مُختلفة من المواد التي تستعملها في حياتك اليومية؟

يمكنُ صهرُ المواد الصُّلبة، ثمّ وضعُها بقوالب حيث يتمُّ تبريدها، والحصول على أشكالٍ مُناسِبة، مثل إعادة تشكيل المعادن، الزجاج والبلاستيك....إلخ.

1-4 التغيّرات الكيميائية

مُعظَم الناس يحبّون الحلويات الشرقيّة، ويعود طعمها الحلو إلى احتوائها على السكروز $C_{12}H_{22}O_{11}$، على الرَّغم من أنَّ مكوّنات السكر الكربون والهدروجين والأكسجين، لا تتمتَّع بالطعم الحلو، لكن عند ارتباط هذه العناصر يُعاد ترتيب الذرّات فتتحطّم الروابط، وتتشكّل روابطُ جديدةٌ، لتشكيل مركب السكروز ذي الطعم الحلو.

نشاط (6):

أتأمَّلُ وأستنتج:

احتراق الغاز المنزلي (غاز البوتان)

تأكسد الحديد

تفاعل الإسمرار الأنزيمي

- ماذا ينتجُ عند احتراق غاز البوتان (الغاز المنزلي)؟
- قارن بين خاصيّات الحديد وصدأ الحديد.
- هل يتغيّر طعم التفاحة المقطّعة بعد تعرُّضها للهواء؟
- ما تفسيرك لحدوث التغيّرات في الحالات السابقة؟

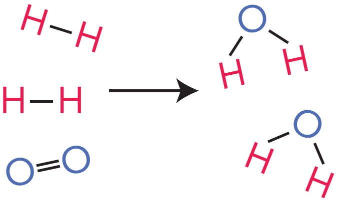
أستنتج: يحدث تفاعل كيميائي، ويتغيّر التركيب الكيميائي للمواد المُتفاعِلة، فتنتج مواد جديدة.

أفكر وأستنتج:

عند مزج حجم من غاز الأكسجين مع حجمَين من غاز الهدروجين، وبتمرير شرارة كهربائية يتشكّل الماء، فيحدث التفاعل:

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

و بكتابة المُعادَلة بالصيغ المُفصَّلة:



- ما الروابط التي تفكّكت؟
- ما الروابط التي تشكّلت؟
- هل رافق التحوّل تغيّراً في التركيب الكيميائي؟

أستنتج: التغيّر الكيميائي تحوّلُ مادة أو أكثر إلى مواد جديدة، ويرافقُها تغيّر في تركيبها الكيميائي.

إضاءة

في التفاعل الكيميائي تتحطّم روابط المواد المتفاعلة، وتتشكّل روابط المواد الناتجة.

نشاط (7):

اكتب المُعادَلة الكيميائية المعبّرة عن تفاعل غاز الهدروجين مع غاز الفلور، لتشكّيل غاز فلور الهدروجين، مُحدِّداً الروابط التي تفكّكت والتي تشكّلت.

1-4-1 أهميّة التغيُّرات الكيميائية

الحصول على بعض المنتجات مثل الأدوية والأغذية والفيتامينات والمنظفات والبوليميرات وغيرها.

تعلّمت

- **المادة:** هي كلّ ما تشعر به حواسنا، ولها كتلة، وتشغل حيّزاً من الفراغ.
- **حالات المادة:** صلبة – سائلة – غازية – بلازما.
- **الحالة الصلبة** لها شكل مُحدَّد وحجم ثابت، و دقائقها أشدّ ترابطاً.
- **الحالة السائلة** لها شكل غير مُحدَّد، وحجم ثابت، ودقائقها أقلّ ترابطاً.
- **الحالة الغازية** لها شكل غير مُحدَّد، وحجم غير ثابت، ودقائقها أقلّ ترابطاً من دقائق الحالة السائلة.
- تُعَدّ البلازما تجمّعَ دقائق صغيرة جداً مشحونة، تشكّل ما يشبه الغيوم الغازية أو الأشعة المتأيّنة.
- تتكوّن المادة من دقائق صغيرة، ولها ثلاثة أنواع:
  1. ذرّات مثل الغازات النبيلة والمعادن.
  2. مجموعات أيونية مثل الأملاح والحموض والأسس وأكاسيد المعادن.
  3. جزيئات مثل الماء وسكر الطعام وغاز الأكسجين وغاز الهدروجين وغيرها.
- **التغيّر الفيزيائي:** تغيّر يطرأ على حالة المادة، فتتحوّل من حالة إلى أخرى دون تغيّر تركيبها الكيميائي.
- **التغيّر الكيميائي:** تحوّل مادة أو أكثر إلى مواد جديدة، ويرافقها تغيّر في تركيبها الكيميائي.

أختبر نفسي

أولاً: املأ الفراغات الآتية بما يناسبها:

1. يسمّى تحوّل المادة من الحالة الغازية إلى الحالة السائلة ـــــــــــــ، و يُعَدُّ تغيّراً ـــــــــــــ، و يتمُّ بـ ـــــــــــــ طاقة حرارية.
2. التكاثف هو تحوّل المادة من الحالة ـــــــــــــ إلى الحالة ـــــــــــــ، و يتمُّ بـ ـــــــــــــ طاقة حرارية.

ثانياً: اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

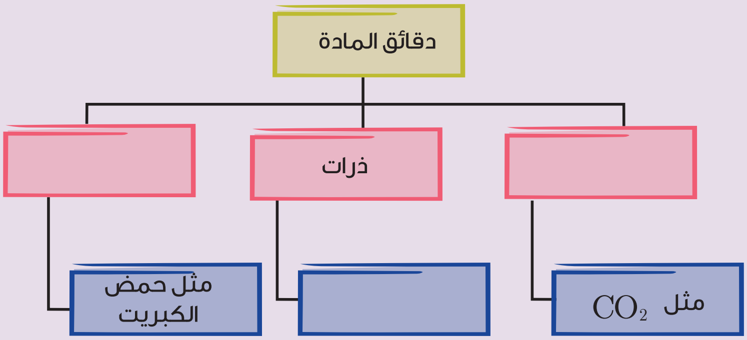
1. الحالة الفيزيائية للمادة الأكثر شيوعاً في الكون هي:
   a. الحالة الصلبة b. الحالة السائلة c. حالة البلازما d. الحالة الغازية
2. التغيّر الفيزيائي ممّا يأتي هو:
   a. الصدأ b. التسامي c. التحلّل الكهربائي d. الهدرجة
3. التغيّر الكيميائي ممّا يأتي هو:
   a. التقطير b. الغليان c. الاحتراق d. التميّع
4. تُفصَل مُكوّنات النفط بعملية:
   a. التسامي b. التقطير البسيط c. التقطير التجزيئي d. الترشيح
5. أفضل طريقة لفصل الميتانول (الكحول) عن الماء هي:
   a. التقطير البسيط b. التقطير التجزيئي c. التبخير d. الترسيب
6. المادة التي دقائقها أقلّ ترابطاً من المواد الآتية هي:
   a. النحاس b. غاز الهدروجين c. الماء d. الفحم

ثالثاً: صنّف التحوّلات الآتية إلى تحوّلات فيزيائية وتحوّلات كيميائية:

1. احتراق الورق.
2. استعمال بيكربونات الصوديوم في صناعة الحلويات.
3. صدأ الحديد.
4. ذوبان الملح في الماء.
5. هطول المطر.
6. تخلّل الفواكه.
7. تخمّر العجين.
8. تخثّر اللبن.

رابعاً: قارن بين الحالة الصلبة، والحالة السائلة، والحالة الغازية من حيث: قوى الترابط بين الدقائق، والشكل، والحجم، والكتلة الحجمية.

خامساً: أكمِل خارطة المفاهيم الآتيّة:



سادساً: اكتب المُعادَلة الكيميائية المعبّرة عن تفاعل غاز الهدروجين مع غاز الكلور، مُوضِّحاً الروابط التي تحطّمت، والتي تشكّلت.

سابعاً: وضّح بتجربةٍ كيف نَفصِل خليطاً من مسحوق النحاس وبرادة الحديد وملح الطعام.

ثامناً: إذا علمت أنَّ درجة غليان الصوديوم $883^\circ C$، ودرجة انصهاره $98^\circ C$. المطلوب:

- ما الحالة الفيزيائية للصوديوم عند درجات الحرارة الآتية؟ $98^\circ C$، $89^\circ C$، $99^\circ C$، $883^\circ C$.
- ارسم مُخطّطاً بيانيّاً يوضّح تغيّر درجة الحرارة بدلالة الزمن، بفرض أنّه يتمّ تسخين الصوديوم في شروط مُناسِبة من الدرجة $0^\circ C$ إلى الدرجة $1000^\circ C$.
- وضّح على الرسم الحالات الفيزيائية للصوديوم وعتبة الانصهار وعتبة الغليان.

تفكير ناقد

نأخذ قارورة ماء مُثلّجة مُحكَمة الإغلاق، ونضعُها خارج الثلاجة. ماذا تلاحظ بعد فترة قصيرة؟ فسِّر ذلك؟

أبحث أكثر

ابحث في مكتبة المدرسة والشابكة عن:

1. كيفية استثمار التغيّرات الفيزيائية والكيميائية في إعادة تدوير النفايات.
2. تطبيقات البلازما وآلية استعمالها في حياتنا العملية.
3. الأمطار الصناعية.

2-1 التفاعلات الكيميائية

الأهداف:

* يتعرَّفُ التفاعلات التّامة.
* يتعرَّفُ التفاعلات العكوسة.
* يتعرَّفُ تفاعلات الأكسدة والإرجاع.
* يُعطي أمثلة على تفاعلات الأكسدة والإرجاع.
* يُبيّن أهميّة الأكسدة والإرجاع في الحياة العملية.

الكلمات المفتاحية:

* التفاعلات التامة.
* التفاعلات العكوسة.
* الأكسدة.
* الإرجاع.
* العامل المُؤكسِد.
* العامل المُرجِع.

البطلة الأولمبية العالمية غادة شعاع، رفعت العلم السوري في المحافل العربية والأسيوية والعالمية.

يحصل الرياضي على الطاقة اللازمة ليقوم بالأنشطة الجسدية المُختلِفة من خلال تفاعلات كيميائية مُختلِفة.

1-2 دلالات حدوث التفاعل الكيميائي

نشاط (1):

ألاحظ وأستنتج:

احتراق الخشب بأكسجين الهواء.

تفاعل النحاس مع حمض الآزوت المركز.

- تغيّر تركيب الخشب عند احتراقه وانتشار الحرارة.
- عند تفاعل النحاس مع حمض الآزوت المركّز يتلوّن المحلول بلون أزرق، وينطلق غاز لونه نارنجي.

أستنتج: من دلالات حدوث التفاعل الكيميائي اختفاء مواد، تشكّل مواد، ظهور ألوان، انطلاق غازات، انتشار روائح و غيرها.

إضاءة

قبل القيام بتفاعلات كيميائية يجب الحذر، ومعرفة تأثيرها على صحّة الانسان.
مثلاً: يُعَدّ غاز NO_2 ضار بالصحّة.

2-2 التفاعلات التامة

تجربة:

أدوات التجربة: أنبوب اختبار – برادة حديد – حمض كلور الماء.

- أضعُ في أنبوب اختبار كمّية قليلة من برادة حديد.
- أضيفُ كمّية مُناسِبة من حمض كلور الماء إلى برادة الحديد.

ما دلالات حدوث التفاعل؟ كيف يتمّ الكشف عن الغاز المُنطلِق؟

كلوريد الحديد II   محلول حمض كلور الماء HCl   برادة الحديد

- ألاحظ اختفاء برادة الحديد، وتشكّل مُركَّب لونه أخضر، وانطلاق فقاعات غازية.
- أُقرّب عود ثقاب مُشتعِل من فوهة الأنبوب، فيُحدث فرقعة، ممّا يدلّ على انطلاق غاز الهدروجين.
- **يتفاعل حمض كلور الماء مع الحديد، ويتكوّن كلوريد الحديد II ، وينطلق غاز الهدروجين، وفق المُعادَلة:**

$$Fe_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow FeCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

نتيجة:

التفاعلات التامة: هي تفاعلات تحدث في اتجاه واحد، تتحوّل فيها المواد المتفاعلة إلى مواد ناتجة، ولا تستطيع المواد الناتجة أن تتفاعل مع بعضها في الشروط ذاتها، لتكوّن المواد المتفاعلة مرة أخرى.

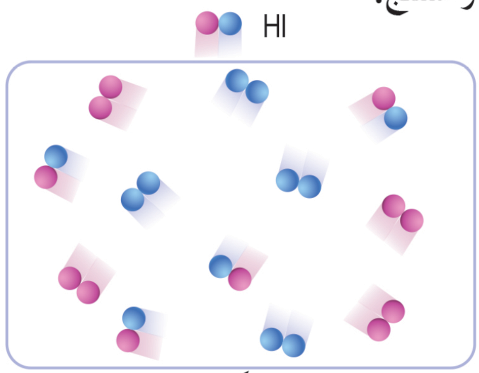
نشاط (2):

اذكر مثالاً عن تفاعل كيميائي يعتبر تاماً من بيئتك.

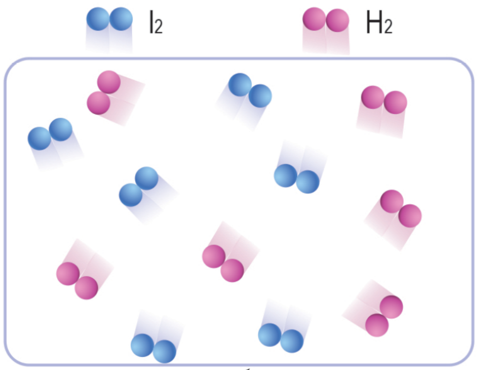
3-2 التفاعلات العكوسة

عند مزج حجم من بخار اليود ذي اللون البنفسجي، مع حجم مساوٍ له من غاز الهدروجين عديم اللون في وعاء مغلق، والتسخين إلى الدرجة 445° C ، نلاحظ أن اللون البنفسجيّ ينقص تدريجياً ثمّ يثبت.

ألاحظ وأستنتج:



شكل 2



شكل 1

- سمّ الجزيئات الغازية في كلٍّ من الشكلين.
- ما دلالة التناقص التدريجي للون البنفسجي، ثمّ ثباته؟

ألاحظ: يتفاعل اليود مع الهدروجين ويتكوّن يود الهدروجين، الذي يتفكّك بالشروط ذاتها إلى اليود و الهدروجين.

أي أنَّ التفاعل يحدث باتجاهين متعاكسين(مباشر وعكسي) وفق المُعادَلة:

$$I_{2(g)} + H_{2(g)} \underset{\text{عكسي}}{\overset{\text{مباشر}}{\rightleftharpoons}} 2HI_{(g)}$$

نتيجة:

التفاعلات العكوسة هي تفاعلات تتمّ باتجاهين حيث إنَّ المواد المتفاعلة لا تستهلك كلّياً، لأنّ المواد الناتجة تتفاعل فيما بينها لتعطي المواد المتفاعلة في الشروط ذاتها.

نشاط (3):

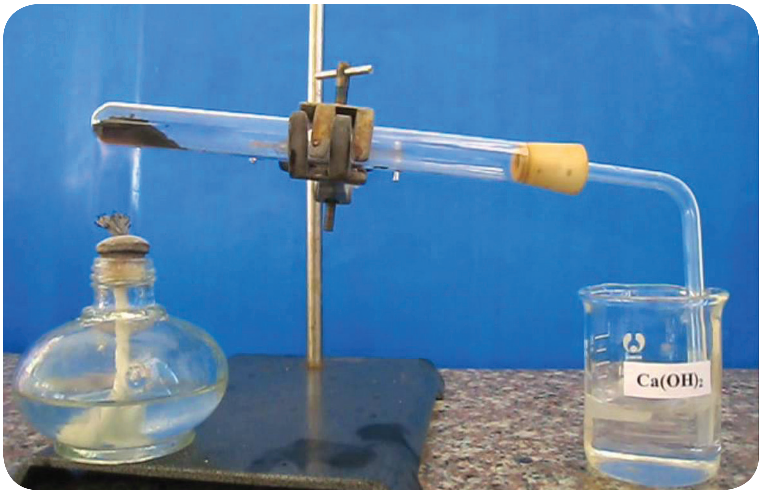
اكتب المُعادَلة الكيميائية المعبّرة عن التفاعل العكوس بين غازي النتروجين والهدروجين في شروط مناسبة لتكوّن غاز النشادر.

4-2 تفاعلات الأكسدة و الإرجاع

تجربة:

أدوات التجربة: أنبوب اختبار – أكسيد النحاس II – مسحوق الفحم – موقد بنزن – أنبوب يحوي رائق الكلس.

- أخلطُ كميةً من أكسيد النحاس II مع كمّيةٍ مُناسِبةٍ من مسحوق الفحم.
- أُركّب الجهاز المُبيّن في الشكل.
- أُسخِّن الأنبوب الذي يحوي الخليط السابق لدرجة حرارة مُناسِبة، ماذا ألاحظ؟



- على ماذا يدلّ تعكّر رائق الكلس؟
- ما اسم المادة الحمراء الناتجة؟

أستنتج: يتفاعل مسحوق الفحم مع أكسيد النحاس II، وينطلق غاز ثنائي أكسيد الكربون الذي يُعكّر رائق الكلس، وينتج النحاس الأحمر.

وفق المُعادَلة الآتية:

$$C_{(s)} + 2CuO_{(s)} \xrightarrow{\triangle} CO_{2(g)} + 2Cu_{(s)}$$

ألاحظ من المُعادَلة:

أنَّ الكربون اكتسب الأكسجين، بينما أكسيد النحاس فقد الأكسجين.

- **العملية التي تكتسب فيها المادة الأكسجين تُسمّى تفاعل أكسدة.**
- **العملية التي تفقد فيها المادة الأكسجين تُسمّى تفاعل إرجاع.**
- **عمليتا الأكسدة والإرجاع متلازمتان.**

نشاط (4):

يتفاعل أكسيد الحديد III مع أحادي أكسيد الكربون، وفق المُعادَلة الآتية:

$$Fe_2O_{3(s)} + 3CO_{(g)} \longrightarrow 3CO_{2(g)} + 2Fe_{(s)}$$

- حدّد المادة التي اكتسبت الأكسجين، وماذا يُسمّى تفاعلها؟
- حدّد المادة التي فقدت الأكسجين، وماذا يُسمّى تفاعلها؟

إضاءة

الأكسدة والإرجاع وفق المفهوم القديم

الأكسدة: كسب المادة للأكسجين أو الكلور أو فقد الهدروجين

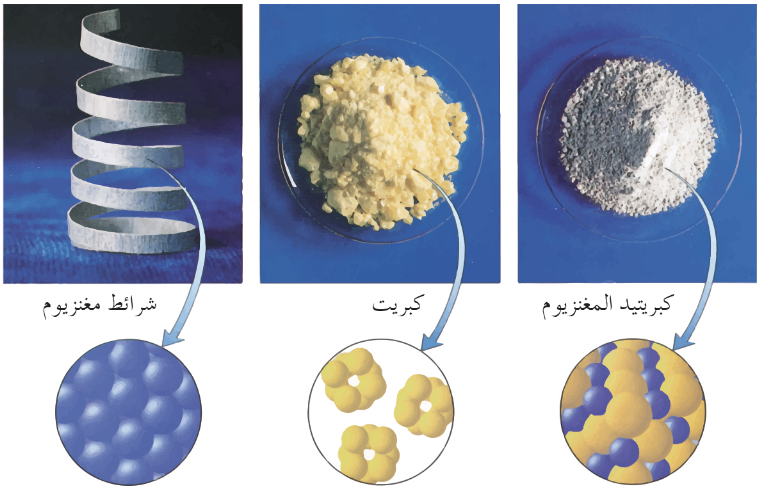
الإرجاع: خسارة الأكسجين أو الكلور من المادة أو اكتساب الهدروجين

2-4-1 المفهوم الإلكتروني للأكسدة و الإرجاع

ليس بالضرورة أن تترافقَ تفاعلات الأكسدة والإرجاع بالأكسجين، وبالتالي لابدَّ من التعرُّف على مفهوم جديد للأكسدة والإرجاع، وهو المفهوم الإلكتروني.

ألاحظُ وأستنتج:

أنظرُ إلى الصور التي تعبّر عن تفاعل المغنزيوم مع زهر الكبريت.



$$Mg + \cdot\ddot{S}: \xrightarrow{\Delta} Mg^{2+} + :\ddot{S}:^{2-}$$

ألاحظ:

- عند تفاعل الكبريت مع المغنزيوم بالحرارة، يفقد المغنزيوم إلكترونَين، وتُسمّى عملية أكسدة، ويكتسب الكبريت إلكترونَين، وتُسمّى عملية إرجاع، ليتكوّن كبريتيد المغنزيوم MgS. وفق المُعادَلة الآتية:

$$Mg_{(s)} + S_{(s)} \longrightarrow MgS_{(s)}$$

- يفقد المغنزيوم زوجاً إلكترونياً مُتحوّلاً إلى Mg^{2+}، ويقوم بدورٍ مُرجِع.

$$Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2e^{-} \quad \text{(أكسدة)}$$

- يكتسب الكبريت زوجاً إلكترونياً مُتحوِّلاً إلى S^{2-}، ويقوم بدورٍ مُؤكسِد.

$$2e^{-} + S \longrightarrow S^{2-} \quad \text{(إرجاع)}$$

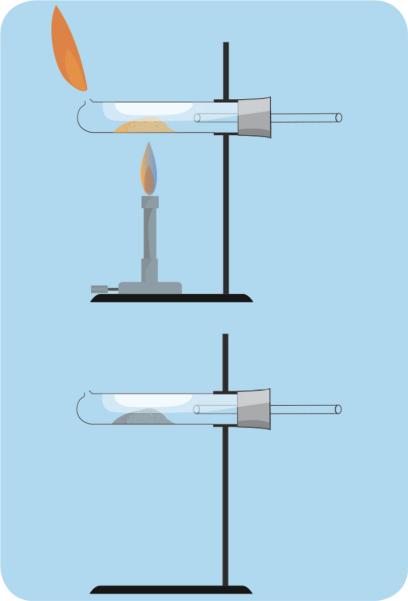
نتيجة:

- **تفاعل الأكسدة:** هو التفاعل الذي يتمّ فيه فقدان إلكترونات.
- **تفاعل الإرجاع:** هو التفاعل الذي يتمّ فيه اكتساب إلكترونات.
- العنصر الذي يفقد الإلكترونات يُسمّى عاملاً مُرجِعاً.
- العنصر الذي يكسب الإلكترونات يُسمّى عاملاً مُؤكسِداً.

تطبيق:

1. يُمرَّر غاز الهدروجين على مسحوق أُكسيد النحاس II الساخن:
   - أكتبُ المُعادَلة الكيميائية المُعبِّرة عن التفاعل الحاصل:

$$CuO_{(s)} + H_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} Cu_{(s)} + H_2O_{(g)}$$



- أكتبُ المُعادَلة بالشكل الأيُوني:

$H_2 \longrightarrow 2e^- + 2H^+$ فقدان إلكترونات (أكسدة)

$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$ اكتساب إلكترونات (إرجاع)

أجمعُ المُعادَلتَين:

$$Cu^{2+} + H_2 \longrightarrow Cu + 2H^+$$

- أحدِّد العامل المُؤكسِد والعامل المُرجع.
- أفسّر لماذا لم يحدث تفاعل أكسدة أو إرجاع على عنصر الأكسجين.

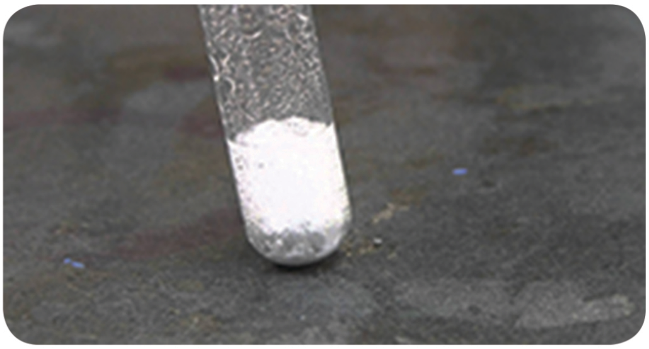
2. أكتب المُعادَلة الكيميائية المُعبِّرة عن تفاعل الزنك مع حمض الكبريت المُمدَّد:

$$Zn_{(s)} + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$$

أكتب المُعادَلة بالشكل الأيُوني:

$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ خسارة إلكترونات (أكسدة).

$2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$ اكتساب إلكترونات (إرجاع).



أجمع المعادلتين:

$$Zn_{(s)} + 2H^+_{(aq)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$$

- أحدّد العامل المُؤكسِد والعامل المُرجع.
- أفسّر لماذا لم يحدث تفاعل أكسدة أو إرجاع على أيُون الكبريتات؟

نشاط (5):

اكتب المُعادَلة الكيميائية المُعبِّرة عن تفاعل الحديد مع غاز الكلور، ثمّ حدّد وفق المفهوم الإلكتروني للأكسدة والإرجاع كلّاً من: تفاعل الأكسدة وتفاعل الإرجاع والعامل المُؤكسِد والعامل المُرجِع.

2-4-2 بعض تطبيقات الأكسدة والإرجاع

للأكسدة والإرجاع في حياتنا تطبيقات عديدة، منها:

1. استحصال المعادن كالحديد والألمنيوم من فلزاتها.
2. قصر الألوان كما في الأقمشة والورق.
3. المُدَّخرات والخلايا الكهربائية.

مدخرات كهربائية

إنتاج الورق

الحصول على الحديد في الفرن العالي

تعلّمت

- **التفاعلات التامة:** هي تفاعلات تحدث في اتّجاه واحد، تتحوّل فيها المواد المُتفاعِلة إلى مواد ناتجة، ولا تستطيع المواد الناتجة أن تتفاعل مع بعضها في الشروط ذاتها، لتكوّن المواد المُتفاعِلة مرة أخرى.
- **تفاعلات العكوسة:** هي تفاعلات تتمّ باتّجاهين حيث إنَّ المواد المُتفاعلة لا تُستهلَك كلّياً، لأنّ المواد الناتجة تتفاعل فيما بينها لتعطي المواد المُتفاعِلة في الشروط ذاتها.
- **تفاعل الأكسدة:** هو التفاعل الذي يتمُّ فيه فقدان إلكترونات.
- **تفاعل الإرجاع:** هو التفاعل الذي يتمُّ فيه اكتساب إلكترونات.
- العنصر الذي يفقد الإلكترونات يُسمّى عاملاً مُرجِعاً.
- العنصر الذي يكسب الإلكترونات يُسمّى عاملاً مُؤكسِداً.

أختبر نفسي

أولاً: أملأ الفراغات الآتية بالكلمات المناسبة:

1. العنصر الذي .... الإلكترونات يُسمّى عاملاً مُرجعاً.
2. العنصر الذي .... الإلكترونات يُسمّى عاملاً مُؤكسداً.
3. الأكسدة والإرجاع حادثتان .... تتمّان في آنٍ واحد، ويطلَق عليهما تفاعلات ....
4. من أهمّ تطبيقات تفاعلات (الأكسدة والإرجاع) الحصول على .... النقيّة، وصناعة المواد .... ، وصناعة .... الكهربائية.

ثانياً: أعطِ تفسيراً علمياً لكلٍّ ممّا يأتي:

1. لا تُستهلَك المواد المُتفاعِلة كليّاً في التفاعلات العكوسة.
2. التفاعلات التامة تتمُّ باتّجاهٍ واحد.

ثالثاً: اكتب المعادلات المُعبّرة عن التفاعلات الآتية، مُحدّداً تفاعل الأكسدة والإرجاع، والعامل المُؤكسِد والعامل المُرجِع، وفق المفهوم الإلكتروني للأكسدة والإرجاع.

1. تفاعل الألمنيوم مع حمض كلور الماء، حيث يتشكّل كلوريد الألمنيوم وينطلق غاز الهدروجين.
2. تفاعل الحديد مع الكلور، حيث يتشكّل كلوريد الحديد III.
3. تفاعل غاز الأكسجين مع المغنزيوم.

رابعاً: حلّ المسألة الآتية .

يتفاعلُ 2.5 mol من الألمنيوم مع كمّية كافية من حمض الكبريت المُمدّد، فيُنتِج كبريتات الألمنيوم، وينطلق غاز الهدروجين.

المطلوب:

1. اكتب المُعادَلة الكيميائية المُعبّرة عن التفاعل الحاصل، ثمّ وازنها.
2. أعِد كتابة المُعادَلة بالشكل الأيوني، ثمّ حدّد تفاعل الأكسدة وتفاعل الإرجاع.
3. احسُب عدد مولات الملح الناتج.
4. احسُب كتلة حمض الكبريت المتفاعل.
5. احسُب حجم غاز الهدروجين المُنطلِق مُقاساً في الشرطَين النظاميَين.

علماً أنَّ: (H:1 Al:27 S:32 O:16)

تفكير ناقد

عند تعرُّض قطعة من الحديد للهواء الرطب يتشكّل الصدأ، أيّهما أكبر كتلة الحديد أم كتلة الصدأ؟ فسّر إجابتك.

أبحث أكثر

ابحث في مكتبة المدرسة والشابكة عن أنواع المواد المُستعمَلة في إطفاء الحريق، مُبيّناً آلية عملها وكيفية استعمالها.

مشروع التفاعلات الكيميائية

تدخل التفاعلات الكيميائية في مجالات الحياة كافة، وفي العديد من الصناعات منها:
صناعة البلاستيك – صناعة الزجاج – صناعة الأدوية – صناعة الإسمنت – صناعة مواد البناء – إنتاج البتروكيماويات – إنتاج الزيوت –الصناعات الغذائية وغيرها.

هدف المشروع:

التعرّف إلى إحدى الصناعات في سوريا.

مراحل المشروع:

أولا- التخطيط:

- التعرّف إلى المواد الأولية في هذه الصناعة.
- التعرّف إلى مراحل عمل المنشأة، والتفاعلات الكيميائية في كلّ مرحلة.
- التعرّف إلى المنتجات وأهميتها الاقتصادية.
- اقتراح طرائق لتطوير عمل المنشأة.

ثانياً- التنفيذ:

1. توزيع طلاب الصف إلى مجموعات.
2. تحديد مهمة كلّ مجموعة:

القيام برحلة علمية إلى أحدى المنشآت الصناعية القريبة من المكان الذي تسكن فيه، أو رحلة إلكترونية عبر الشابكة.

المجموعة	الصناعة	اسم المنشأة	موقع المنشأة
1	البلاستيك		
2	الزجاج		
3	الأدوية		
4	الأسمنت		
5	مواد البناء		
6	البتروكيماويات		
7	-------------		
8	-------------		

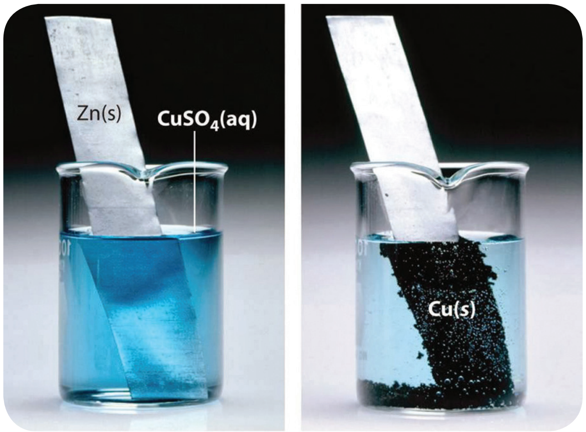
3. تبادل المعلومات بين المجموعات.
4. يُسلّم نسخة ورقية من البحث، أو نسخة إلكترونية.

ثالثاً- التقويم:

مناقشة النتائج وإعداد تقرير كامل الصناعة خلال مدة خمسة عشر يوماً.

أسئلة الوحدة الأولى

أولاً: لديك التفاعل المُمثّل بالمُعادَلة الآتية: $Zn_{(s)} + CuSO_{4(aq)} \longrightarrow Cu_{(s)} + ZnSO_{4(aq)}$



ادرس التفاعل السابق، ثمّ اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

1. العنصر الذي تأكسدَ هو:
   a. الأكسجين   b. الكبريت   c. الزنك   d. النحاس
2. العنصر الذي أُرجِع هو:
   a. الأكسجين   b. الكبريت   c. الزنك   d. النحاس
3. العامل المُرجِع هو:
   a. Zn b. SO_4^{-2} c. Cu^{+2} d. S
4. العامل المُؤكسِد هو:
   a. Zn^{+2} b. SO_4^{-2} c. Cu^{+2} d. Zn
5. نوع هذا التفاعل:
   a. اتحاد   b. احتراق   c. تفكّك   d. تبادل أحادي (إزاحة)
6. في أثناء التفاعل يختفي اللون الأزرق لمحلول $CuSO_4$، وينتج كمية صلبة لونها أحمر من مادة:
   a. الزنك   b. الكبريت   c. النحاس   d. الأكسجين

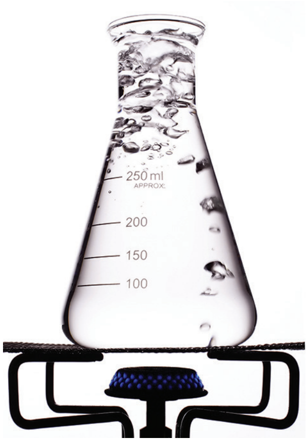
ثانياً: ضع المُصطلَح المُناسِب بين القوسين أمام كلّ من العبارات الآتية:

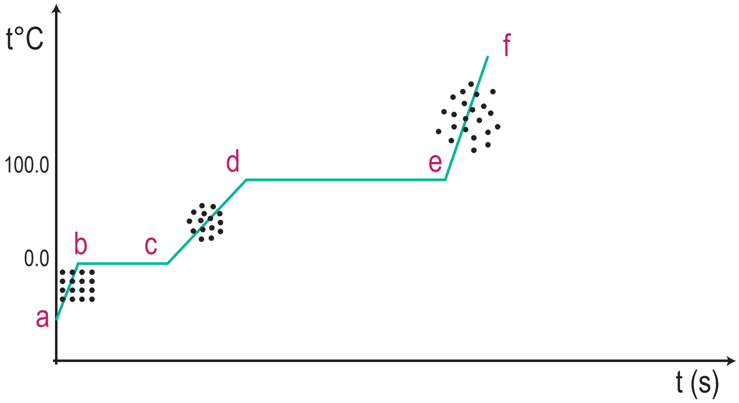
1. ------------- تجمّع لجسيمات صغيرة جداً، تشكّل غيوماً غازية أو أشعة متأيّنة.
2. ------------- تحوّل المادة من حالة إلى أخرى دون التغيير في طبيعة المادة.
3. ------------- تحوّل المادة من حالة إلى أخرى ويرافقه تغيير في طبيعة المادة.

ثالثاً: عبّر عن التفاعلات الآتية، بمُعادَلات كيميائية موزونة، ثمّ اكتب التفاعل الإلكتروني للأكسدة، والتفاعل الإلكتروني للإرجاع:

1. تفاعل الكالسيوم مع حمض كلور الماء.
2. تفاعل حمض الكبريت الممدّد مع الزنك.
3. تفاعل كبريتات النحاس مع الحديد.

رابعاً: يمثّل المخطط المرسوم التحوّلات التي تطرأ على كمّية من الماء المُقطَّر تحت ضغط جوي نظامي:





المطلوب:

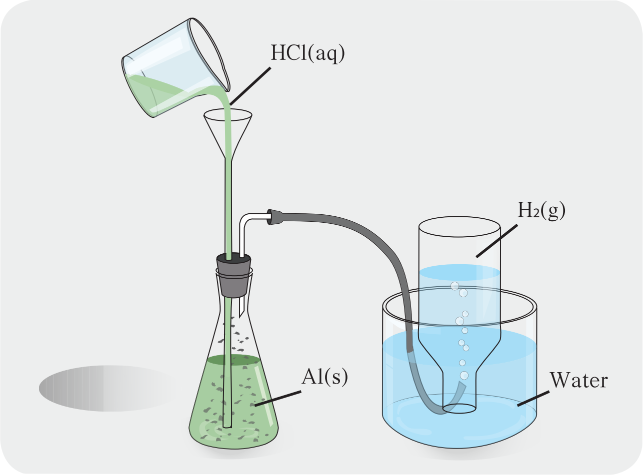
1. حدّد الحالات الفيزيائية للماء في كلٍّ ممّا يأتي:
(من a إلى b)، (من b إلى c)، (من c إلى d)، (من d إلى e)، (من e إلى f).
2. ما قيمة درجة تجمد الماء المقطر؟
3. ما قيمة درجة غليان الماء المقطر؟
4. حدّد الحالة الفيزيائية للماء المقطر التي تكون فيها قوى الترابط بين دقائقها كبيرة جداً.
5. حدّد الحالة الفيزيائية للماء المقطر التي تكون درجة حرارتها مرتفعة.

خامساً: اكتب المعادلات الكيميائية المعبّرة عن التفاعلات الآتية، ثمّ حدّد نوعه تاماً أو عكوساً:

1. تفكّك حمض الكربون الضعيف إلى ماء وغاز ثنائي أكسيد الكربون، في شروط مُناسِبة.
2. تفاعل كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) مع نترات الفضة.
3. تأيّن حمض الخل بالماء.
4. تفاعل غاز بروم الهدروجين مع غاز الكلور في شروط مناسبة.

سادساً: لديك الشكل المرسوم يُمثِّل إجراء تجربة في مختبر الكيمياء:

المطلوب:

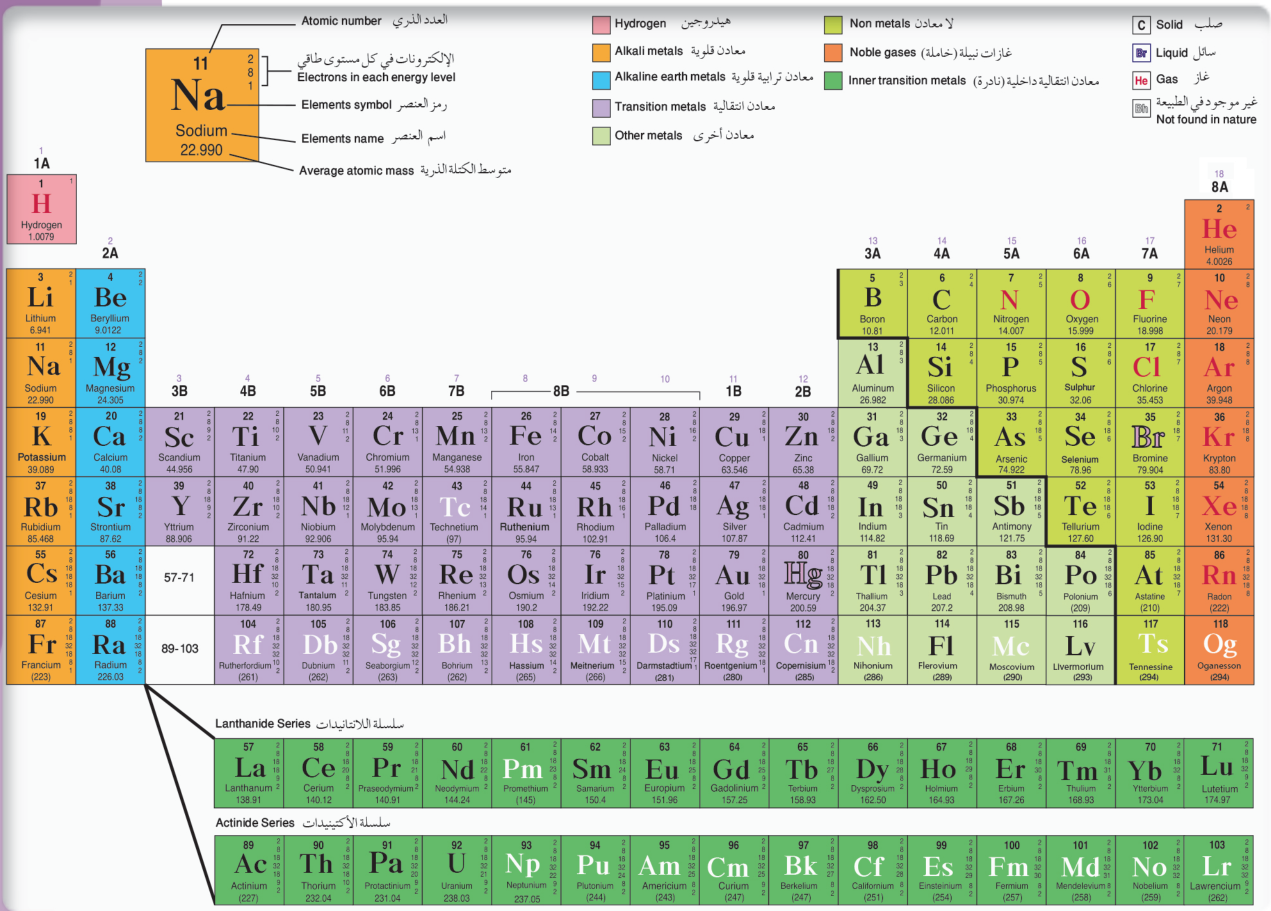


1. فسّر لماذا يُجمَع غاز الهدروجين الناتج في أنبوبٍ مُنكّس للأسفل في وعاء يحوي ماء.
2. كيف يُكشَف عن غاز الهدروجين الناتج؟
3. اكتب المُعادَلة الكيميائية المُمثّلة للتفاعل الحاصل، ثمّ حدّد نوع هذا التفاعل.
4. احسب كتلة الألمنيوم المُتفاعِلة، إذا علمت أنّ حجم الغاز الناتج في الشرطَين النظاميَين $0.672\ L$.
$(H:1 , Cl:35.5 , Al:27)$

الوحدة الثانية
المدارات الذرّية والجدول الدوري

الأهداف العامة للوحدة :

- يتعرَّفُ الأعداد الكموميّة.
- يتعرَّفُ قواعد التوزّع الإلكتروني.
- يتعرَّفُ الجدول الدوري للعناصر.
- يتعرَّفُ الدورية.



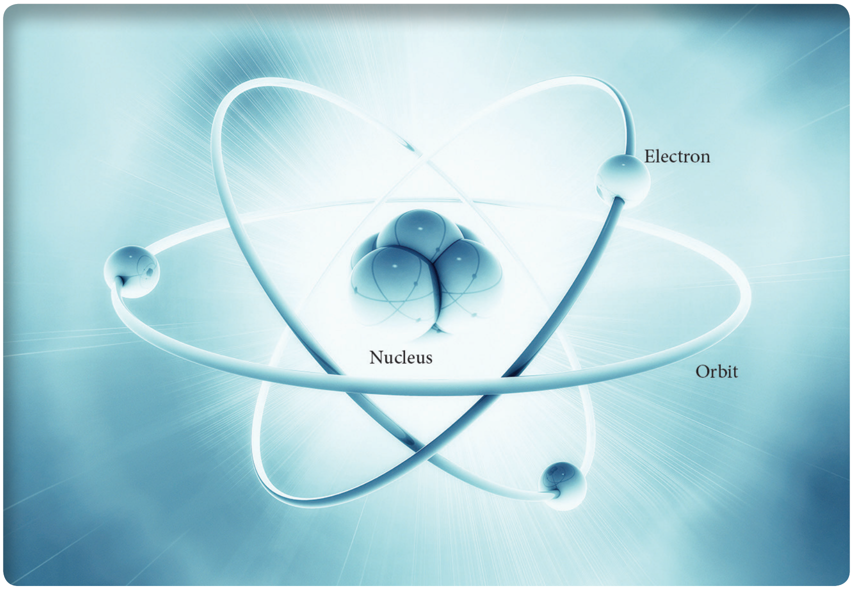
1-2 المَدارات الذرّية

الأهداف:

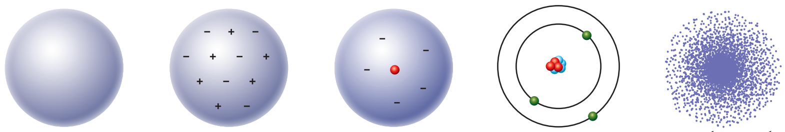
* يصف المدار الذرّي.
* يصف سلوك الإلكترون على المدار الذرّي .
* يتعرَّفُ الأعداد الكموميّة التي تصف المدار.
* يتعرَّفُ قواعد توزُّع الإلكترونات على المدارات.
* يمثّل التوزّع الإلكتروني لبعض الذرّات.

الكلمات المفتاحية:

* مَوجة.
* مبدأ الشكّ.
* مدار ذرّي.
* الأعداد الكموميّة.
* التوزّع الإلكتروني.
* مبدأ باولي.
* مبدأ أوف باو.
* قاعدة هوند.



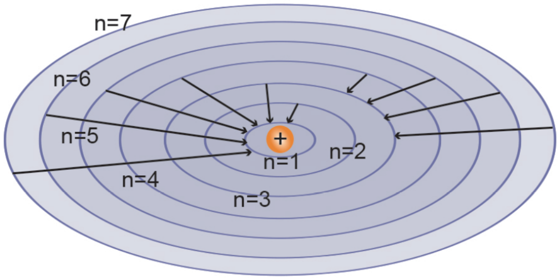
تطور مفهوم الذرّة عبر التاريخ



الكثافة الالكترونية 1923 | نموذج بور 1913 | نموذج رذرفورد 1909 | نموذج طومسون 1897 | نموذج دالتون 1803

النظرية الحديثة 1923	نيلز بور 1913	ارنست رذرفورد 1909	جوزيف طومسون 1897	جون دالتون 1803
تصف سلوك الالكترون وموقعه في الفضاء المحيط بالنواة	تدور الالكترونات حول النواة في مدارات محددة ولكل منها سوية طاقية محددة	الذرّة مؤلفة من نواة موجبة الشحنة والكترونات سالبة الشحنة ومعظم حجم الذرّة فراغ	الذرّة مؤلفة من شحنات موجبة وشحنات سالبة والذرّة متعادلة كهربائياً	الذرّة أصغر جزء من مكونات المادة

1-1 السلوك الموجي للمادة :



استطاع **العالم بور** عام 1913 تفسير الطّيف المرئي لذرّة الهدروجين، لكنّه لم يستطع تفسّير الخطوط الطيفية للذرّات الأخرى.

يُصدر الإلكترون المُتحرِّك حول النواة طاقةً على هيئة إشعاع ذي طول مَوجةٍ مُحدَّد وبتواتر مُعيَّن، عند انتقاله من سويَّة طاقية أعلى (أبعد عن النواة) إلى سويَّة طاقية أدنى (أقرب إلى النواة).

واقترح **العالم دي برولي** أنَّ كلّ جُسيم مادي مُتحرِّك تُلازمه في حركته مَوجةٌ، يتناسب طولها عكساً مع سرعة الجُسيم.

إثراء:

العلاقة بين الجسيم وطول الموجه بحسب دي برولي $\lambda = \frac{h}{m.v}$

λ طول المَوجة، h ثابت بلانك، m كتلة الإلكترون، v سرعة الإلكترون.

2-1 مبدأ الشكّ أو عدم التعيين للعالم هايزنبرغ :

نشاط (1):

إذا كان لديك بالونان مليئان بالهواء داخل غرفة مُغلَقة يبعدان عن بعضهما مسافة x، وأردنا قياس تلك المسافة بدقّة. فهل يمكن ذلك؟

عند مُلامسَتهما في أثناء القياس سيتحرَّكان (يتغيَّر موضعهما) وبالتالي يكون القياس غير دقيق.

هل يمكن تحديد موضع وسرعة جُسيم صغير جداً كالإلكترون يدور حول النواة في حيّز صغير جداً؟

أجاب العالم هايزنبرغ على هذا السؤال أنَّه:

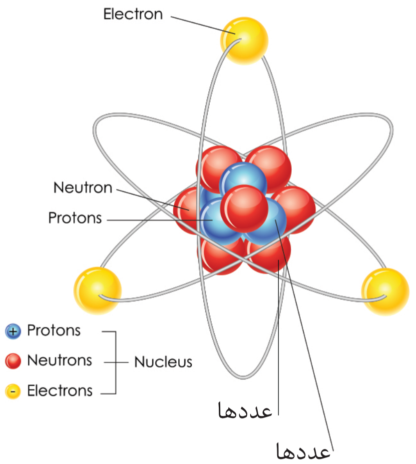
"لا يمكن تحديد موضع وكمّية حركة جسيم صغير جداً كالإلكترون يتحرّك في حيّز صغير جداً بآنٍ واحد وبدقّة"، **وهذا ما يدعى مبدأ الشك (عدم التعيين).**

إضاءة

وصف هايزنبرغ مبدَأه بالقول:

"لا يمكن تحديد المستقبل بدقّة ليس لأنّنا لا نعرف الحاضر بدقّة وإنّما لا نستطيع معرفة الحاضر بدقّة."

1-3 النظرية الحديثة لبنيّة الذرّة :



تقوم على مفهومَين أساسيَّين:

1. الإلكترون ذو طبيعة ثنائية: فهو يسلك سلوك جسيم أحياناً، أو سلوك ظاهرة مَوجية أحياناً أخرى.
2. مبدأ الشك أو عدم التعيين للعالم هايزنبرغ.

المَدار الذرّي: هو منطقة ثلاثية الأبعاد يكون وجود الإلكترون فيها أكثر احتمالاً، وتكون على شكل غمامةٍ إلكترونية، ولها أبعادٌ مُحدَّدة عن النواة، تُسمّى نصف قطر المدار.

نشاط (2):

- **تقوم النظرية الحديثة لبنيّة الذرّة على مفهومَين أساسيَّين، ما هما؟**
- **ما المقصود بمبدأ الشكّ للعالم هايزنبرغ؟**

1-4 الأعداد الكموميّة :

عندما تسأل شخص ما:" أين تسكن؟"، فيجيبك" في البناء الثالث، في الطابق الثاني" مثلاً؛ أي يصِفُ مكانَ سكنه بأرقام. كذلك الإلكترونات يمكن توصيف توضُّعها في الذرّة بأعدادٍ تسمّى الأعداد الكموميّة.

1-4-1 أولاً: العدد الكمّي الرئيسي n

تم تقسيم مدرج بصرى إلى صفوف يزداد بعدها عن أرض المسرح وهذا يشبه السويات الطاقية الرئيسية في الغمامة الالكترونية التي تزداد طاقتها كلما ابتعدنا عن النواة

- **العدد الكمي الرئيسي يُحدِّد البُعد الأكثر احتمالاً للإلكترون عن النواة، ويُحدِّد سويات الطاقة الرئيسة للمدارات التي يتحرّك عليها الإلكترون.**

ويأخذ القيم المبيّنة في الجدول الآتي:

n	1	2	3	4	5	6	7
رمز السويّة الطاقية الرئيسية	K	L	M	N	O	P	Q

وتُعطى السعة العظمى من الإلكترونات في سويّات الطاقة الرئيسية حسب مبدأ باولي بالعلاقة: $2n^2$ حيث n رقم السويّة الطاقية الرئيسية.

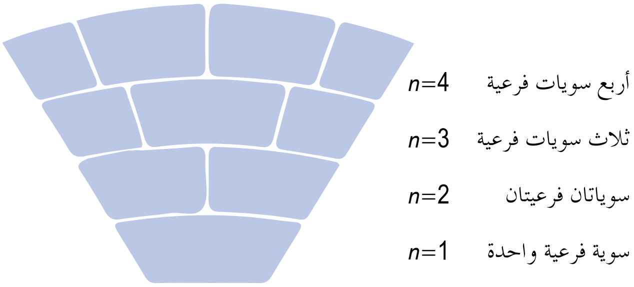
نشاط (3):

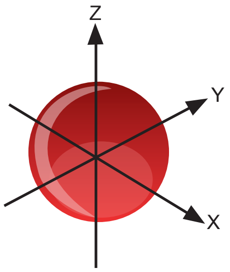
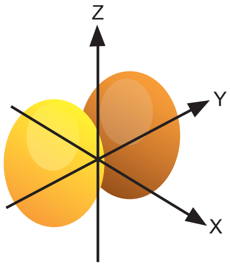
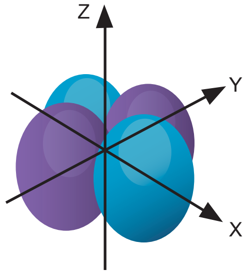
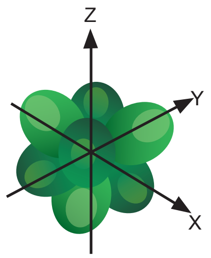
ما قيمة العدد الكمّي الرئيسي للسويّة الرئيسية M ؟ وما السعة العظمى للإلكترونات في هذه السوية؟

2-4-1 ثانياً: العدد الكمي الثانوي ℓ :

يُحدَّد عدد سويّات الطاقة الفرعيّة في كلّ سويّة رئيسية وهي: f ، d ، p ، s، ويُحدَّد الشكل الهندسي لهذا المدار، ويأخذ القيم الصحيحة التي تتراوح بين الصفر و $n-1$.

$$\ell = 0, 1, 2, 3 \ldots\ldots\ldots\ldots n-1$$



عندما $\ell = 0$ نوع المحط s شكله كروي	عندما $\ell = 1$ نوع المحط p شكله مغزلان يلتقيان بالرأس	عندما $\ell = 2$ نوع المحط d شكله معقد	عندما $\ell = 3$ نوع المحط f شكله أكثر تعقيداً
			

نشاط (4):

1. ما القيم التي يأخذها العدد الكمي الثانوي ℓ من أجل $n = 3$؟
2. ما العلاقة بين سويات الطاقة الرئيسية والفرعيّة؟
3. ما أشكال المحطات الإلكترونية s، p، d؟

3-4-1 ثالثاً: العدد الكمي المغناطيسي m :

يحدّد عدد الاتجاهات والأوضاع التي يمكن أن يأخذها محطّ إلكتروني عند خضوعه لحقل مغناطيسي خارجي، ويأخذ أعداداً صحيحة تتراوح بين:

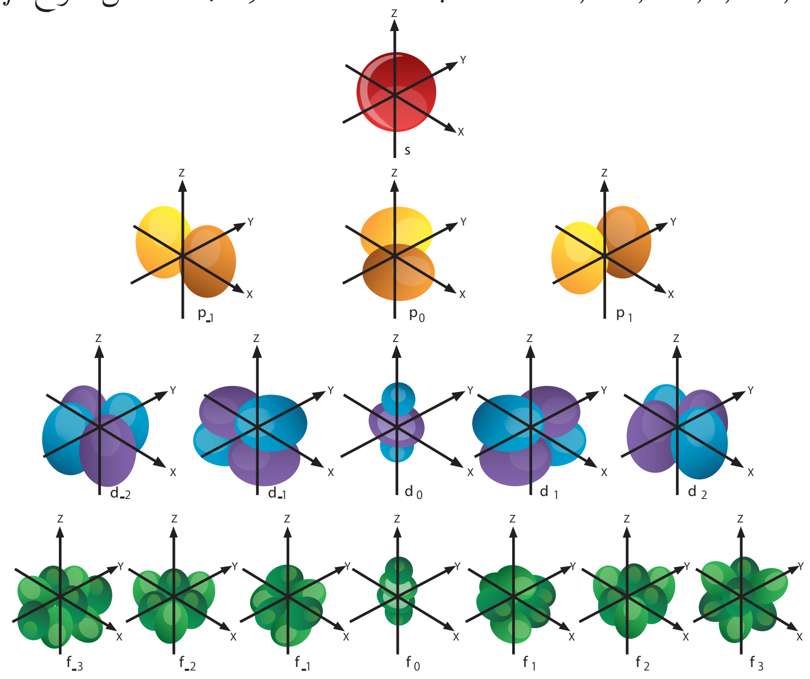
$m = (-\ell ....0.........+\ell)$ أي مجموع قيمه $(2\ell+1)$

$\ell = 0$ $m = 0$ مَحطّ واحد من النوع s.

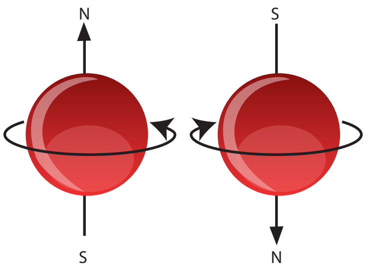
$\ell = 1$ $m = -1, 0, +1$ ثلاثة محطّات مُتكافِئة بالطاقة من النوع p.

$\ell = 2$ $m = -2, -1, 0, +1, +2$ خمسة محطّات مُتكافِئة بالطاقة من النوع d.

$\ell = 3$ $m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ سبعة مَحطّات مُتكافِئة بالطاقة من النوع f.



4-4-1 رابعاً: العدد الكمومي للف الذاتي m_s (Spin) :



- يُحدِّد جهة دوران الإلكترون حول محوَر مار بمركزه.
- يُمثَّل الإلكترون برسم سهم يشير إلى جهة دورانه حولَ مُحوَرِه.
- تتَّسعُ كلّ حجيرة (مَحطّ) في مَدارٍ لزوج من الإلكترونات المُتعاكِسة بجهةِ دورانها حول محور كلّ منها.

نشاط (5):

- آخذُ مغناطيسَين مُستقيمَين وأضعهما متوازيَين، بحيث يكون قطباهما الشماليان في الاتّجاه ذاته، ماذا ألاحظ؟
- أعكسُ القطبَين أحدهما بالنسبة للآخر، ماذا أُلاحظ؟
- هل يمكن تفسير وجود إلكترونَين في مَحطٍّ واحد مع وجود قوى تنافر كهربائي بينهما وفق ما سبق؟

إضاءة

يتحرّك الإلكترون حول ذاته حركة مغزليه تؤدّي لنشوء حقلٍ مغناطيسي.

5-1 التوزّع الإلكتروني في الذرّات :

ماذا يُقصَد بالتوزّع الإلكتروني؟

هو الكيفية التي تتوزّع فيها الإلكترونات حول النواة ضمن الغمامة الإلكترونية.

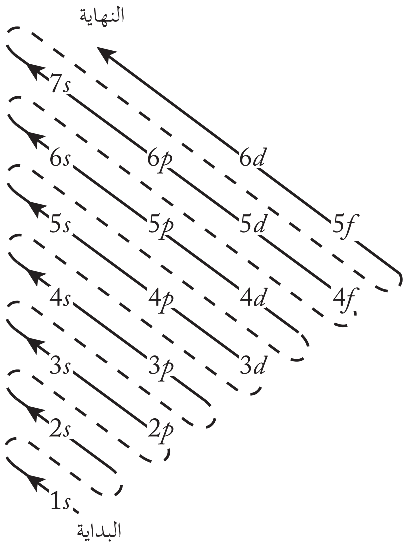
إضاءة

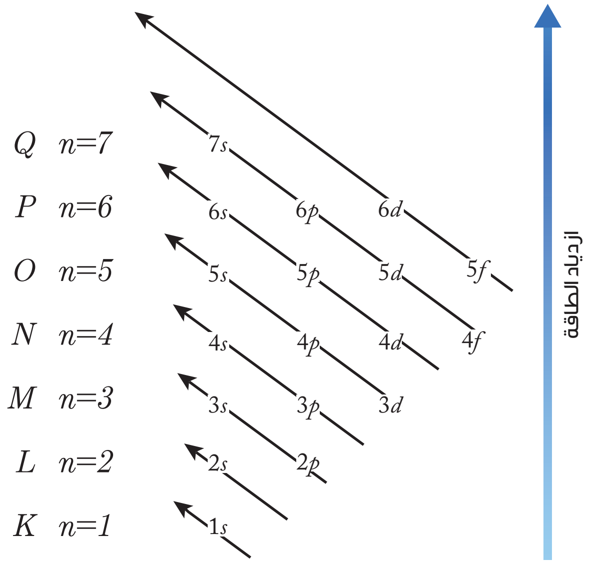
العالم الأمريكي ميليكان أول من قاس شحنة الإلكترون $e = 1.6 \times 10^{-19}$ coulomb
وقاس كتلة الإلكترون $m_e = 9.11 \times 10^{-31}$ kg

و يتمّ ذلك وفق القواعد الآتية:

أولاً: مبدأ البناء (كليتشكو فيسكي):

تُملأ الإلكترونات بدءاً من السويّة الطاقية الفرعيّة الأدنى طاقة إلى السويّة الطاقية الفرعيّة الأعلى طاقة، وفق الآتي:





ألاحظ:

1. طاقة المحطّات في السويّة الفرعيّة تكون جميعها مُتساوية.

مثلاً: المحطّات الثلاثة في السويّة الفرعيّة p (p_x, p_y, p_z) طاقتها مُتساوية.

2. طاقة السوية $2p$ أعلى من طاقة السوية $2s$.

3. إذا كان $n = 4$ فيكون تسلسل سويّات الطاقة الفرعيّة. $4s$,$4p$,$4d$,$4f$

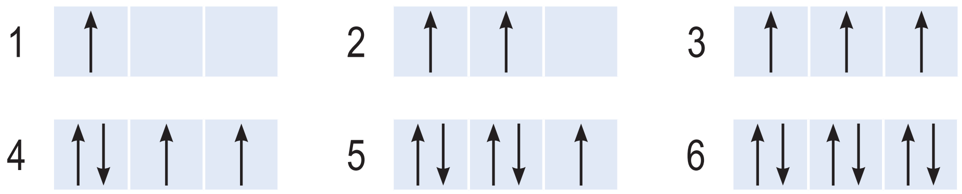
ازدياد الطاقة

4. طاقة المَدار $4s$ أخفض من طاقة $3d$.

ثانياً: قاعدة هوند:

لا يمكن لحجيرة كميّة في أيّ مدار أن تضمّ إلكترونَين معاً قبل أن تضمَّ كلّ حجيرات المدار إلكتروناً واحداً.

مثال: يتمُّ ملءُ المدارات p بالإلكترونات وفق الآتي:

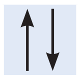


ثالثاً: مبدأ باولي (مبدأ الاستبعاد):

لا يمكـن أن يكـون لإلكترونيـن فـي ذرّة واحـدة الأعـدادُ الكموميّـة الأربعـة ذاتُهـا، فـإذا اتّفقـا فـي الثلاثـة الأولـى فسـوف يختلفـان فـي عـدد اللّـف الذاتـي.

تطبيق:

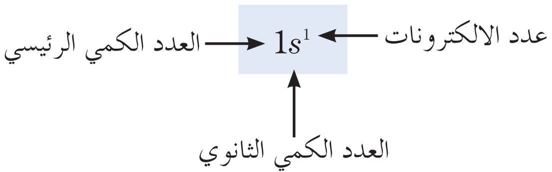
ذرّة الهليوم: $_{2}He:1s^{2}$



رابعاً: الترميز الإلكتروني:

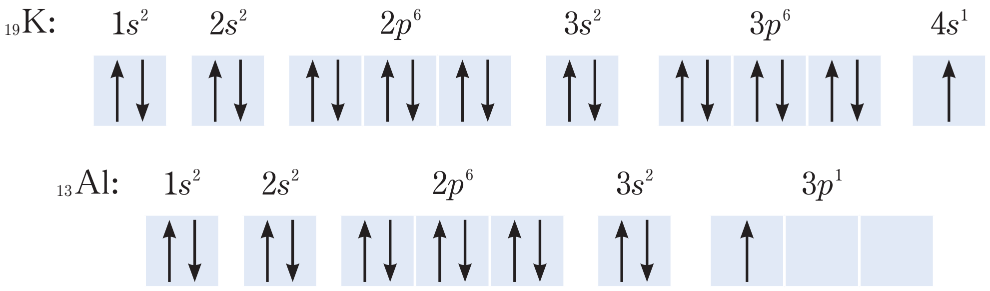
يعبِّر عن سويات الطاقة الرئيسية، وسويّات الطاقة الفرعيّة، وعدد الإلكترونات في سوية الطاقة الفرعيّة.

مثال:

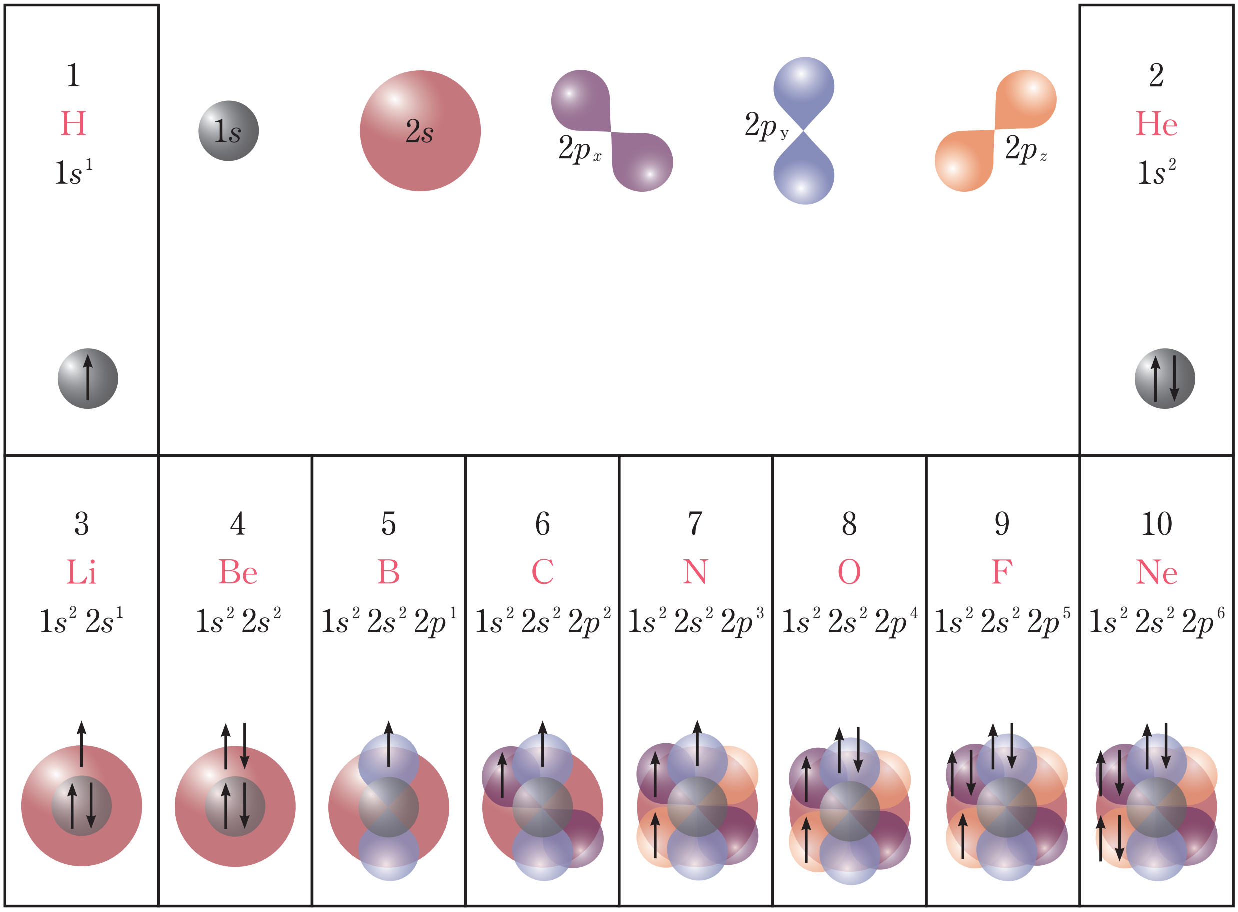


ذرّة الهدروجين $_{1}H:1s^{1}$

لاحظ التوزع الالكتروني للعناصر الآتية: $_{19}K$ ، $_{13}Al$



6-1 أمثلة على التوزّع الإلكتروني لبعض العناصر:



إثراء:

استثناءات التوزّع الإلكتروني:

نلاحظ وجود استقرار لذرّات بعض العناصر التي تكون فيها المدارات s و d مُمتلِئة أو نصف مُمتلِئة، مثل عنصري الكروم والنحاس :

$_{24}Cr$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^1$	$3d^5$
$_{29}Cu$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^1$	$3d^{10}$

تعلّمت

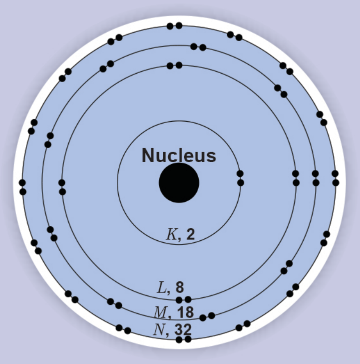
- **السلوك المَوجي للمادة:** يُصدِر الإلكترون طاقةً على هيئة إشعاع عند انتقاله من مَدار أبعد إلى مدار أقرب إلى النواة، ويمتصّ طاقةً عند انتقاله بالعكس، لذلك هو جسيم، ويسلك سلوك مَوجة.
- **مبدأ الشك هايزنبرغ:** لا يمكن تحديد موضع وكمّية حركة أو سرعة جسيم صغير جداً كالإلكترون يتحرَّك في حيّز صغير جداً بآن واحد وبدقّة.
- **وصف المدار الذرّي:** المنطقة ثلاثية الأبعاد التي يكون وجود الإلكترون فيها أكثر احتمالاً حول النواة.
- **النظرية الحديثة لبنيّة الذرّة:** تقوم على مفهومين أساسيين .(للإلكترون طبيعة ثنائية (جسيم وموجه)، مبدأ الشك هايزنبرغ).
- **تعين سويّات الطاقة من خلال معرفة الأعداد الكموميّة:**

العدد الكمّي الرئيسي n

العدد الكمي الرئيسي يحدّد البُعد الأكثر احتمالاً للإلكترون عن النواة ويحدّد سويات الطاقة الرئيسية للمدارات
قيمه $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$

يحدّد دوران الإلكترون حول محور مار من مركزه

العدد الكمومي للف الذاتي m_s



العدد الكمّي الثانوي ℓ

يحدّد عدد السويات الفرعية وشكلها.
قيمه أعداد صحيحة تتراوح بين
$[0, (n-1)]$

يحدّد الأوضاع التي يأخذها المحط عندما يخضع لحقل مغناطيسي خارجي
قيمه أعداد صحيحة تتراوح بين $[-1.......0.......+1]$

العدد الكمّي المغناطيسي m

- **يخضع التوزّع الإلكتروني إلى ثلاث قواعد:**
1. **مبدأ الاستبعاد:** لا يمكن أن يكون لإلكترونَين في ذرّةٍ واحدة الأعدادَ الكموميّة الأربعة ذاتها.
2. **مبدأ البناء:** إنّ الإلكترونات تَملأ المدارات بدءاً من المدار ذي السويّة الطاقية الأدنى وبالتدريج.
3. **قاعدة هوند:** لا يمكن لحُجيرة كمّية في أيّ مدار أن تضمَّ إلكترونَين معاً قبل أن تضمَّ كلّ حُجيرات المدار إلكتروناً واحداً.

أختبر نفسي

أولاً: املأ الفراغات بالكلمات المناسبة:

1. عند انتقال الإلكترون من سويّة طاقية أقرب إلى سويّة طاقيّة أبعد عن النواة فإنَّه -------------.
2. سويّة الطاقة الرئيسية الثانية تتكوَّن من سويَتَين فرعيَتَين هما -------------.
3. العدد الكمومي الذي يُحدِّد سويات الطاقة الفرعيّة هو -------------.
4. يختلف الإلكترونان الموجودان في المَحطّ $1s$ في ذرّة الهليوم في العدد الكمومي -------------.

ثانياً: اختر الإجابة الصحيحة لكلٍّ ممّا يأتي:

1. السعة العظمى من الإلكترونات للسوية الطاقيّة الرئيسيّة M:

a. 32 b. 18 c. 8 d. 2

2. تنتمي السويّة الطاقية الفرعيّة f إلى السويّة الطاقية الرئيسية:

a. الأولى b. الثانية c. الثالثة d. الرابعة

3. القيم التي يأخذها العدد الكمومي ℓ من أجل $n = 2$ هي:

a. 1،2،3 b. 0،1،2 c. 0،1 d. 1،2

4. إذا كانت $(\ell = 2, \quad n = 3)$ هذا يعني أنَّ المدار هو:

a. $3d$ b. $3s$ c. $3p$ d. $2s$

ثالثاً: ضع كلمة صح أمام العبارة الصحيحة، وكلمة غلط أمام العبارة غير الصحيحة وصحّحها:

1. عدد الإلكترونات العزباء (المفردة) في ذرّة عنصر الحديد $_{26}Fe$ يساوي 3 .
2. المدار $4p$ تكون فيه قيمة $n = 1$ ، $\ell = 4$.
3. السعة العظمى للسويّة الطاقية الفرعيّة $3s$ هي إلكترونان.
4. العدد الأعظمي للإلكترونات التي تتسع لها سويّة الطاقة الرئيسية الثالثة يساوي 8.

رابعاً: رتّب السويّات الطاقيّة الآتية، تبعاً لنقصان الطاقة:

$2s$ ، $5f$ ، $3d$ ، $4p$

خامساً: اكتب التوزّع الإلكتروني للعناصر الآتية، بطريقة المربعات والأسهم:

$_{9}F$ ، $_{29}Cu$ ، $_{15}P$

سادساً: اكتب التوزّع الإلكتروني للذرّات الآتية، بطريقة الترميز الإلكتروني:

$_{18}Ar$ ، $_{8}O$ ، $_{19}K$

سابعاً: إذا علمت أن التوزّع الإلكتروني لذرّة الأكسجين O هو $1s^2\,2s^2\,2p^4$. المطلوب اكتب:

a. العدد الذرّي للأكسجين. b. عدد المحطّات المُمتلِئة. c. عدد الإلكترونات العزباء.

ثامناً: أكمل الجدول الآتي:

قيمة n	قيمة ℓ	رمز المحطّ
4	3	
2	1	
5	2	
1	0	

تفكير ناقد

ناقش الفرق بين نموذج رذرفورد ونموذج بور والنظرية الحديثة لبنيّة الذرّة.

أبحث أكثر

تمتلئ محطّات $4s$ قبل محطّات $3d$ بالإلكترونات في أثناء التوزّع الإلكتروني، ابحث في مكتبة المدرسة والشابكة.

الجدول الدوري للعناصر 2-2

الأهداف:

* يتعرَّفُ على الجدول الدوري.
* يحدّد موقع عنصر في الجدول الدوري اعتماداً على البنيّة الذرّية.
* يستقرئ صفات عنصر ما من موقعه في الجدول الدوري.
* يتعرَّفُ الخواصَّ الرئيسية لبعض الفصائل الكيميائية.
* يثمّن دور العلماء في تطوير الجدول الدوري.

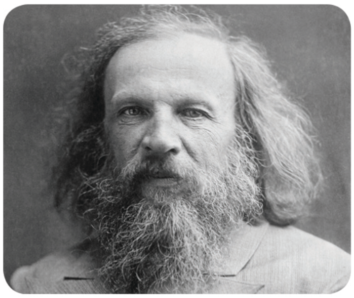
الكلمات المفتاحية:

* الفصائل.
* الأدوار.
* المعادن القلوية.
* المعادن القلوية الترابية.
* المعادن الانتقالية.
* اللامعادن.
* أشباه المعادن.
* الهالوجينات.
* الغازات النبيلة.
* اللانثانيات.
* الأكتينات.

عند زيارتك لمؤسسة استهلاكية تجد أنّ موادها السلعية رُتِّبت في أقسام، فهناك قسم للأغذية وللمفروشات، وللمنظفات وهكذا ....، وهذا يُسهّل على المُستهلك الوصولَ إلى القسم الذي يريده، لشراء المادة السلعية المطلوبة.

الجدول الدوري عند مندليف و تطوره

تمّ التعرّف إلى العناصر الكيميائية مثل الذهب والنحاس والفضة منذ القديم، حيث إنَّ هذه العناصر توجد في الطبيعة، ويسهل الحصول عليها بالطرائق البدائية، وبازدياد عدد العناصر المكتشفة، التي بلغ عددها أكثر من 60 عنصراً معروفاً، بدأ العلماء مُلاحَظةً تكرارية في الخاصيّات الكيميائية والفيزيائية.



العالم الروسي ديمتري مندليف
1834–1907م

أُجرِيت عدّة محاولاتٍ لإيجاد علاقاتٍ بين خاصيّات هذه العناصر من بينها جدول مندليف، حيث لاحظ العالم الروسي ديمتري مندليف مفهوم الدورية أو التكرار في صفات العناصر المعروفة آنذاك، ورتّبها وفقاً لكتلها الذرّية، وترك مواقع فارغة لإضافة عناصر جديدة لم يتمَّ اكتشافها في ذلك الوقت، ومنها الغازات النبيلة.

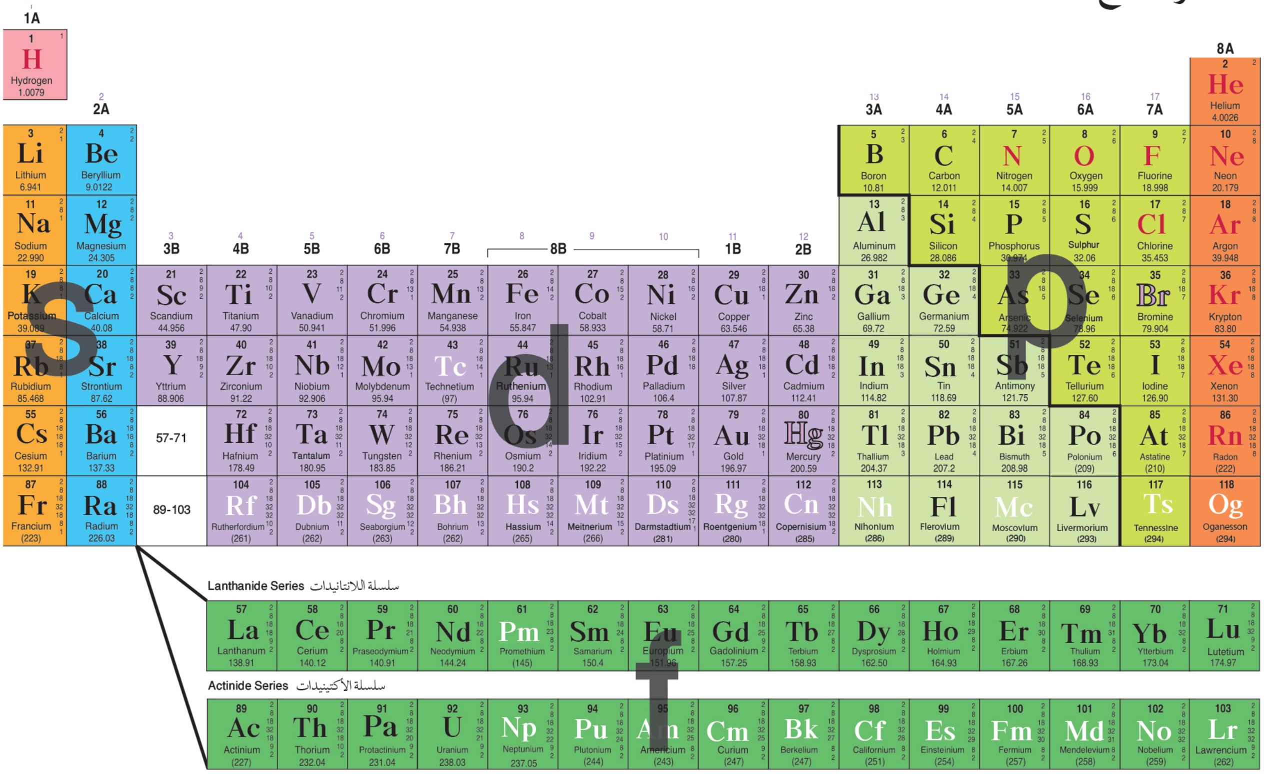
قام العالم هنري موزلي بإعادة ترتيب العناصر بحسب عددها الذرّي، الذي يمثّل عدد البروتونات الموجودة في كلّ عنصر، ومع مرور الزمن أُضيفت عناصر أخرى طبيعية وصنعية.

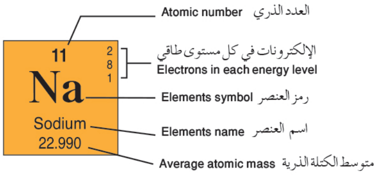
في مطلع عام 2016، بلغ عدد العناصر 118، وبذلك يكتمل الجدول الدوري، الذي دعي بالجدول الدوري الحديث.

1-2 تركيب الجدول الدوري الحديث:

نشاط (1):

ألاحظ وأستنتج:





1. ممَّ يتكوّن الجدول الدوري؟
2. فسّر عدم انتظام شكل الجدول الدوري؟
3. فسّر اختلاف عدد الأعمدة في كلّ فئة؟
4. ما العلاقة بين عدد أدوار الجدول الدوري وعدد سويّات الطاقة الرئيسية؟

- يتكوّن الجدول الدوري من مجموعة مُربّعات، كلّ مُربَّع يحتوي: اسمَ العنصر، رمزه، عدده الذرّي، كتلته الذرّية وتوزّعه الإلكتروني.
- رُتّبت العناصر في المُربّعات حسب تزايد العدد الذرّي، في فصائل، وأدوار.
- عدم انتظام شكل الجدول الدوري يعود إلى الاختلاف في التوزّع الإلكتروني للعناصر، ممّا أدى إلى إدراجها في أربع فئات (s, p, d, f) مُختلِفة في عدد الأعمدة.
- عدد الأعمدة في كلّ فئة يساوي عدد الإلكترونات الأعظمي في السوية الفرعيّة كما يلي:

– تتكوّن الفئة s من فصيلتين، هما 1A المعادن القلوية التي تحتوي طبقتها السطحيّة إلكتروناً واحداً في السوية الفرعيّة s، و 2A فصيلة المعادن القلوية الترابية التي تحتوي طبقتها السطحيّة إلكترونين فقط في السوية الفرعيّة s، وعنصر الهليوم.

– الفئة p تتكوّن من ستّ فصائل، إلكتروناتها السطحيّة تشغل السوية الفرعيّة p، تبدأ من 3A حتى 8A فصيلة الغازات النبيلة.

- أما الفئة d تتكوّن من عشرة أعمدة، وُضِعت في ثماني فصائل B تحتوي العناصر الانتقالية، وتمتاز عناصر هذه الفئة بامتلاء جزئي أو كلّي للسوية الفرعيّة s من السوية الطاقية الرئيسية n، وبامتلاء جزئي أو كلّي للسوية الفرعيّة d من السوية الطاقية الرئيسية $(n-1)$.
- الفئة f تشمل العناصر الانتقالية الداخلية وتتميّز بامتلاء كلّي للسوية الطاقية s الخارجية وامتلاء أو شبه امتلاء للسويات $4f, 5f$، وتحوي أربعة عشر عموداً، هما مجموعتا اللانثانيات والأكتينات التي تدعى بالأتربة النادرة.

• عدد أدوار الجدول الدوري سبعة تقابل سويات الطاقة الرئيسية.

نشاط (2):

لاحظ موقع كلّ من العناصر الآتية في الجدول الدوري:

المجموعة 1: الصوديوم، المغنزيوم، الألمنيوم، الحديد والزنك.

المجموعة 2: الكربون، الآزوت، الكبريت و اليود.

المجموعة 3: الجرمانيوم والسيليكون (السيليسيوم).

توزع العناصر في الجدول الدوري من حيث خاصيّاتها إلى:

1. **معادن:** تقع على يسار ووسط الجدول الدوري تتشابه بخاصيّاتها الفيزيائية من حيث اللمعان، البريق والناقلية للكهرباء والحرارة، القدرة على السحب والطرق وغيرها، كما تتشابه بالخاصيّات الكيميائية فتميل إلى فقد الإلكترونات السطحيّة بسهولة فتتآكل بسرعة (مثل عناصر المجموعة 1).
2. **لا معادن:** تقع على يمين وأعلى الجدول الدوري، صفاتها عكس المعادن فهي رديئة النقل للحرارة والكهرباء، هشّة غير قابلة للسحب أو التصفيح لا بريقَ لها، تميل إلى كسب الإلكترونات (مثل عناصر المجموعة 2).
3. **أشباه المعادن:** تقع على جانبي الخط المتعرج في الجدول الدوري لها خاصيّات فيزيائية وكيميائية مشابهة للمعادن واللامعادن معاً (مثل عناصر المجموعة 3).

معدن الذهب

زهر الكبريت

الجرمانيوم من أشباه المعادن

إثراء:

يُعدّ السيليكون والجرمانيوم عنصرَين مهمّين في الصناعة، ولاسيّما في صناعة رقائق الحاسوب والخلايا الشمسيّة، كما استعمل السيليكون في الجراحة التجميلية.

2-2 التوزّع الإلكتروني للعناصر والجدول الدوري:

ألاحظ التوزّع الإلكتروني للعناصر الآتية، ثمّ أجيب عن الأسئلة:

$_{1}H$: K(1)
$1s^1$

$_{3}Li$: K(2) L(1)
$1s^2$ $2s^1$

$_{11}Na$: K(2) L(8) M(1)
$1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^1$

1. ما عددُ الإلكترونات في الطبقة السطحيّة للعناصر السابقة؟
2. إلى أيّ فصيلة تنتمي هذه العناصر؟ ولماذا؟

عدد الإلكترونات السطحيّة للعناصر السابقة واحد، وتنتمي إلى الفصيلة 1A فصيلة المعادن القلوية، لأنَّ عدد إلكترونات الطبقة السطحيّة في السوية الفرعيّة s يساوي الواحد.

نشاط (3):

لديك العناصر الآتية: $_{12}Mg$ ، $_{10}Ne$ ، $_{17}Cl$ ، حدّد موقعها في الجدول الدوري، اعتماداً على التوزّع الإلكتروني:

الحلّ:

$_{17}Cl$ K(2) L(8) M(7)
$1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^5$

يقع الكلور في الدور الثالث، الفصيلة 7A، فصيلة الهالوجينات.

$_{10}Ne$: K(2) L(8)
$1s^2$ $2s^2 2p^6$

يقع النيون في الدور الثاني، الفصيلة 8A، فصيلة الغازات النبيلة.

$_{12}Mg$: K(2) L(8) M(2)
$1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^2$

يقع المغنزيوم في الدور الثالث، الفصيلة 2A، فصيلة المعادن القلوية الترابية.

نتيجة:

يحدّد موقع عنصر في الجدول الدوري من خلال التوزّع الإلكتروني للعنصر، حيث تُحدِّد السويّة الطاقية الرئيسية الأخيرة الدور الذي ينتمي له العنصر، أمّا الفصيلة فتُحدَّد من خلال عدد الإلكترونات في السويّة الطاقية الرئيسية الأخيرة.

نشاط (4):

حدّد موقع عنصر الكالسيوم $_{20}Ca$ في الجدول الدوري اعتماداً على التوزّع الإلكتروني.

3-2 استخدامات الجدول الدوري :

للجدول الدوري أهمّية عند العلماء وطلاب الكيمياء في دراسة الخاصيّات الفيزيائية والكيميائية للعناصر، وكيفية اختلافها من مجموعة إلى أخرى ضمن الجدول، ومعرفة خاصيّات عنصر ما، وكيفية تفاعله مع عنصر آخر، من خلال معرفة المجموعة التي ينتمي لها هذا العنصر.

4-2 التعرّف إلى بعض الفصائل الرئيسية في الجدول الدوري :

أولاً: فصيلة المعادن القلوية 1A:

تضمُّ (الهدروجين H، الليثيوم Li، الصوديوم Na، البوتاسيوم K، الروبيديوم Rb، السيزيوم Cs، والفرانسيوم Fr وهو عنصر مُشع) وهي عناصر تنتهي جميعها بإلكترون تكافؤ واحد في السويّة الفرعيّة *s*، ويعتبر الهدروجين من اللامعادن.

- طاقة تأيّنها الأولى ضعيفة لسهولة تحرّر إلكترون التكافؤ وتعطي أيوناً موجباً M^+، أمّا طاقة التأيّن الثانية، فهي عالية.
- تتناقص درجتا الانصهار والغليان للمعادن القلوية بازدياد العدد الذرّي.
- تمتاز المعادن القلوية ببريق أبيض فضي، عدا السيزيوم أصفر ذهبي، ويزول البريق عند التعرّض للهواء.
- تتمتع بقدرة إرجاعية عالية.
- جيدة النقل للحرارة والكهرباء.

ثانياً: فصيلة المعادن القلوية الترابية 2A:

تضم (البيريليوم Be، المغنزيوم Mg، الكالسيوم Ca، السترانسيوم Sr، والراديوم Ra وهو عنصر مُشِع). وهي عناصر تنتهي جميعها بإلكترونَي تكافؤ في السويّة الفرعيّة *s*.

- طاقة تأيّنها أعلى من المعادن القلوية، ممّا يجعلها أقلّ صفةً معدنيةً منها وتعطي أيُوناً موجِباً M^{+2}.
- تمتاز المعادن القلوية الترابية ببريق أبيض فضي.
- تُعدّ المعادن القلوية الترابية أكثر قساوةً من المعادن القلوية، إلّا أنّها أقلّ قدرةً إرجاعيةً منها.
- ارتفاع درجتي الانصهار والغليان للمعادن القلوية الترابية عن المعادن القلوية.
- جيدة النقل للحرارة والكهرباء.

إثراء:

يُعدّ الكالسيوم من العناصر الضروريّة أيضاً لجسم الإنسان، ويشكل 2% من كتلة الإنسان، إذ يتركّز 98% منها في العظام والأسنان.

ثالثاً: الفصيلة 7A فصيلة الهالوجينات:

تضمّ (الفلور F، الكلور Cl، البروم Br، اليود I، والأستاتين At وهو عنصرٌ مُشِعٌّ)، تحتوي السوية السطحيّة على سبعة إلكترونات، إلكترونان منها في السوية s، وخمسة منها في السويّة p، تميل هذه العناصر إلى كسب إلكترون والتحوّل إلى أيون سالب X^{-1}، ويُعدّ الفلور أكثر العناصر كهرسلبية.

- تزداد درجات الانصهار والغليان لهذه العناصر بازدياد العدد الذرّي من الفلور إلى اليود، ويعود ذلك إلى ازدياد قوى فاندرفالس بين جزيئات الهالوجين.
- عند درجة الحرارة العادية الكلور والفلور غازان، أمّا البروم فهو سائل، واليود صلب.
- الهالوجينات توجد حرّة على شكل جزيئات ثنائية الذرّة.
- لهذه الغازات ألوان تميّزها: أصفر فاتح للفلور – أصفر مخضر للكلور – بني محمر للبروم – بنفسجي لليود.

رابعاً: الفصيلة 8A فصيلة الغازات النبيلة:

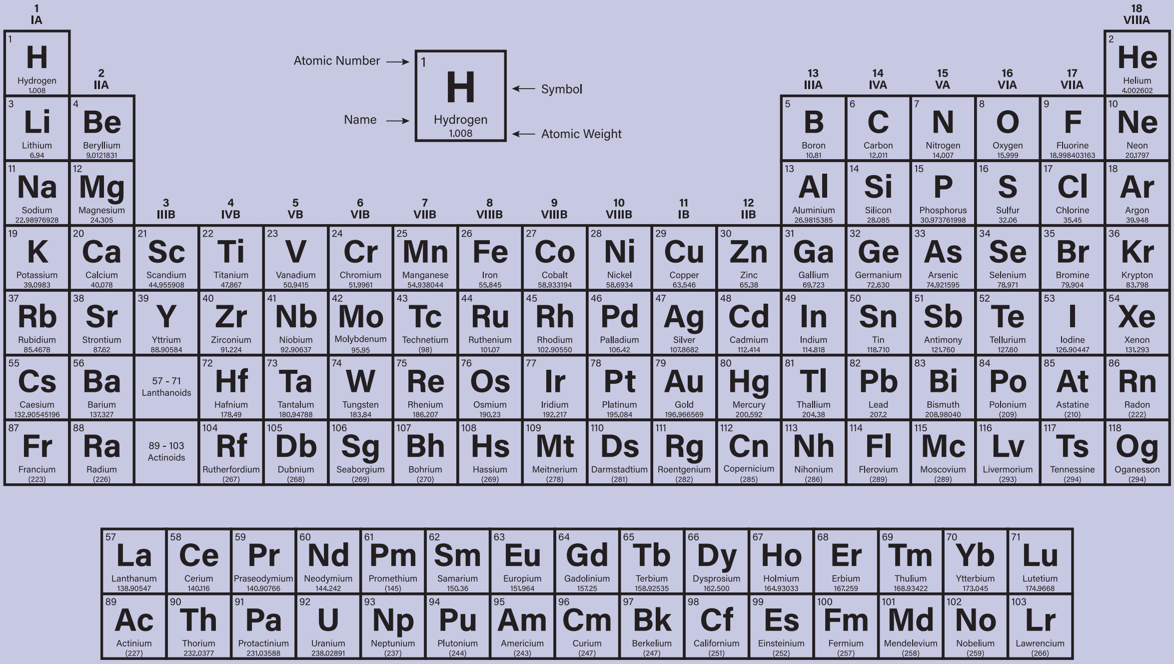
تشمل مجموعة الغازات النادرة وتضمّ (الهليوم He، النيون Ne، الأرغون Ar، الكريبتون Kr، الكزينون Xe، الرادون Rn).

- تتميّز بطبقة إلكترونية خارجية مشبعة $1s^2$ في الهليوم، و $ns^2\,np^6$ في باقي عناصر الفصيلة.
- توجد في الحالة الذرّية (أحادية الذرّة)، كما أنّها لا تكوّن روابط مع ذرّات عناصر أُخرى.
- يصعب تحويل الغازات النبيلة إلى الحالة السائلة أو الصلبة، بسبب ضعف قوى التجاذب بين ذرّات الغاز، ويشذّ الهليوم في أنّه يشكّل جسماً صلباً حقيقياً بفعل الضغط فقط، بغضّ النظر عن درجة الحرارة.
- تتميّز بدرجة غليان مُنخفِضة جداً، كما أنَّ لها حرارة تبخُّر صغيرة، لأنّ الفعلَ المُتبادَل بين ذرّات الغاز النبيل ضعيفٌ، لاقتصاره على فعل قوى فاندر فالس فقط.
- تتناقصُ طاقة التأيّن من الهليوم إلى الرادون، ممّا يجعل الفاعليّة الكيميائيّة لهذه الغازات تزداد مع العدد الذرّي. ولهذا فإنّه لا تُعرَف أية مركّبات كيميائية للهليوم والنيون والأرغون، بينما يمكن للكريبتون والكزينون تشكيل بعض المركّبات الثابتة مع عناصر أخرى.

تعلّمت

- رُتِّبت العناصر في الجدول الدوري حسب أربع فئات (s, p, d, f) تمثّل سويات الطاقة الفرعيّة للذرّة، التي تحوي إلكترونات التكافؤ.
- يحوي الجدول سبعة أسطر أفقية هي الأدوار، مُكافِئة لعدد سويّات الطاقة الرئيسية وثماني فصائل من A, B.
- يشير رقم الفصيلة A إلى عدد الإلكترونات في الطبقة السطحية.
- يدخل الإلكترون المُضاف إلى المدار الفرعي p, s في عناصر الفصيلة A. ويدخل إلى المدار d في عناصر الفصيلة B، وإلى المدار f في عناصر الأتربة النادرة.
- تقع المعادن على يسار الجدول، واللامعادن على يمينه، أمَّا أشباه المعادن؛ فتقع على جانبي الخطّ المُتعرِّج في الجدول.
- في أسفل الجدول زمرتان هما اللانثانيات والأكتينيات، تشكّلان مجموعة الأتربة النادرة.
- يُحدَّد موقع عنصر في الجدول الدوري من خلال التوزُّع الإلكتروني للعنصر، حيث تُحدِّد السوية الطاقية الرئيسية الأخيرة الدور الذي ينتمي له العنصر، أمَّا الفصيلة؛ فتحدّد من خلال عدد الإلكترونات في السوية الطاقية الرئيسية السطحية (الخارجية).
- تمتاز المعادن القلوية والقلوية الترابية بقدرة إرجاعيّة.
- تمتاز الهالوجينات بأنّها عناصر كهرسلبية، ويُعدّ الفلور أكثرها كهرسلبية.
- تمتاز الغازات النبيلة بأنّها جزيئات أحادية الذرّة، وهي غازات يصعب إسالتها.

Periodic Table of the Elements



أختبر نفسي

أولاً: اخترِ الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

1. الفلور من عناصر فصيلة:

a. المعادن القلوية　b. المعادن القلوية الترابية　c. الغازات النادرة　d. الهالوجينات

2. يُعدّ السيليكون:

a. معدن قلوي　b. شبه معدن　c. معدن انتقالي　d. معدن قلوي ترابي

3. يشبه الليثيوم عنصر:

a. الألمنيوم　b. الهليوم　c. اليود　d. الصوديوم

4. توجَد أشباه المعادن في الجدول الدوري فقط في الفئة:

a. d　b. p　c. f　d. s

ثانياً: اكتب اسم عنصرَين لهما خاصيّات مُشابِهة لعنصر الكالسيوم.

ثالثاً: ما الذي يوحيه إليك أرقام الأعمدة A في الجدول الدوري؟

رابعاً: اكتب التوزّع الإلكتروني للعناصر الآتية، وحدّد موقعها في الجدول الدوري:

$_{18}Ar$, $_{13}Al$, $_{16}S$

خامساً: ما الصفة الكيميائية المُميّزة للعناصر في الفصيلة (7A)؟ وما اسم هذه الفصيلة؟

سادساً: قارِن بين المعادن و اللامعادن من حيث : البريق، الطرق والسحب، الناقلية للحرارة والكهرباء.

سابعاً: ضع كلمة صح أمام العبارة الصحيحة وصحّح العبارة المغلوط فيها في كلٍّ ممّا يأتي:

1. يتشابه الصوديوم والبوتاسيوم بالخاصيّات الكيميائية.
2. ينتمي اليود إلى الفصيلة 8A.
3. عدد الأعمدة (الفصائل) A في الجدول الدوري سبعة.
4. الأرغون من العناصر النشيطة كيميائياً.
5. يُعدّ المغنزيوم من المعادن القلوية الترابية.
6. عدد سويّات الطاقة الرئيسية لعناصر الدور الرابع اثنان.

ثامناً: أكمل الجدول الآتي، اعتماداً على الجدول الدوري:

العنصر	العدد الذرّي	الدور	الفصيلة	التكافؤ
N	7		5	
F	9	الثاني		
Ca	20			2

تاسعاً: أعطِ تفسّيراً علمياً لكلٍّ ممّا يأتي:

1. صعوبة إسالة الغازات النبيلة.
2. يتَّصف البوتاسيوم بقدرة إرجاعيّة.
3. درجة غليان الفلور أقلّ من درجة غليان اليود.

عاشراً: اكتب رمز كلّ ممّا يأتي:

1. عنصر لا معدني في المجموعة 4A.
2. عنصران يوجدان في الحالة السائلة عند درجة حرارة الغرفة.
3. غاز نبيل في الدور الثالث.

تفكير ناقد

تختلف الخاصيّات الفيزيائية للبوتاسيوم عن الخاصيّات الفيزيائية للكلور، فسّر ذلك.

أبحث أكثر

ابحث في مكتبة المدرسة والشابكة عن:

1. كيفية اكتشاف عنصر الفوسفور، وخاصيّاته الفيزيائية والكيميائية واستخداماته.
2. وظائف الكالسيوم في جسم الإنسان، وماذا ينتج عن نقص عنصر الكالسيوم أو زيادته في جسم الإنسان؟

3-2 دوريّة خاصيّات العناصر

الأهداف:

* يتعرَّفُ بعض الخاصيّات الدوّرية لعناصر الجدول الدوري.
* يبيّن تدرُّج الخاصيّات الدورية للعناصر عبر الدور والفصيلة.
* يربط التدرُّج في الخاصيّات للعناصر مع التوزّع الإلكتروني لها.
* يتعرَّفُ قاعدة الثُمانية.
* يوظّف قاعدة لويس بالترميز النقطي لإلكترونات التكافؤ.

الكلمات المفتاحية:

* طول الرابطة.
* طاقة التأيّن.
* قاعدة الثُمانية.
* الكهرسلبية.
* الألفة الإلكترونية.

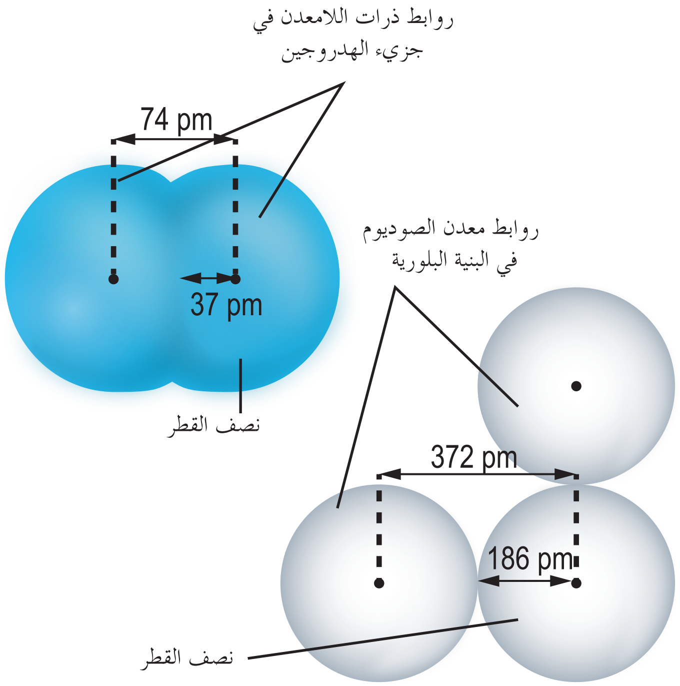
تتنوّع خاصيّات العناصر في الطبيعة، وتشكّل مناظرَ طبيعيةً مُدهِشةً في ألوانها وتدرّجها، كذلك فإنّ لعناصر الجدول الدّوري خاصيّاتَ دوّريةً يتمّ الاستفادة منها في تكوين مُركَّبات ومواد جديدةٍ تلبّي حاجات الإنسان ومُتطلّباته.

1-3 نصف قطر الذرّة:

نشاط (1):

ألاحظ وأستنتج:

1. ما دلالة القيمة 186 pm في معدن الصوديوم؟ و 37 pm في جزيء الهدروجين؟
2. ما دلالة القيمة 372 pm في معدن الصوديوم؟ و 74 pm في جزيء الهدروجين؟

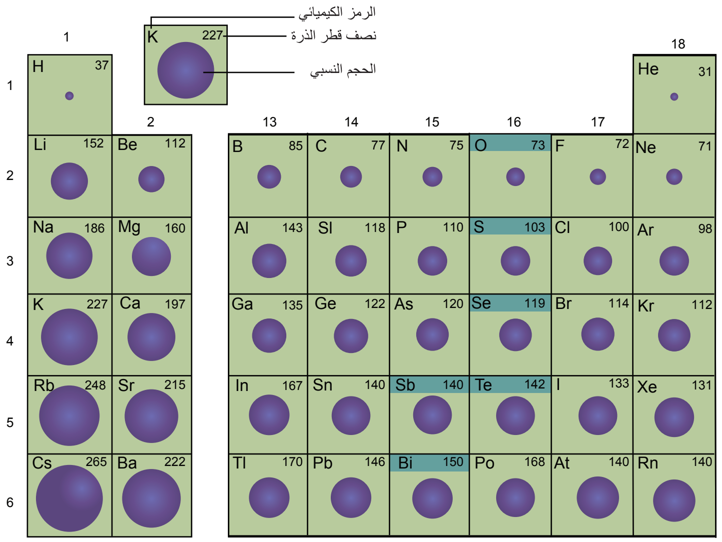


تعتمد أنصاف أقطار الذرات على نوع الروابط التي تكونها الذرّات.

أستنتج:

- نصف قطر الـذرّة للمعـادن ومنهـا الصوديـوم يعـرّف بنصـف المسـافة بيـن نواتيـن متجاورتيـن فـي التركيـب البلّـوري للعنصـر.
- أمّا بالنسبة للعناصـر التي توجَـد على شـكل جزيئـات، ومنهـا اللامعـادن (الهدروجيـن) فيُعـرَف نصـف قطـر الـذرّة بنصـف المسـافة بيـن نـوى الـذرّات المُتطابِقـة والمُتّحـدة كيميائيـاً بروابـط فيمـا بينهـا.
- طـول الرابطـة هـو المسـافة بيـن نواتَـي ذرّتَيـن مُتَّحدتَيـن فـي الرابطـة المُشـترَكة، أو هـو المسـافة بيـن مركـزي الأيونيـن فـي الرابطـة الأيونيـة، ويُسـمّى نصـف القطـر الأيونـي.

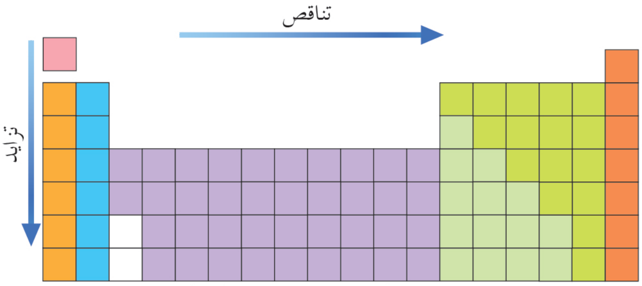
ألاحظُ و أجيبُ:



مقطع من الجدول الدوري يوضح الأحجام النسبية وأنصاف أقطار الذرات مقاسة بوحدة البيكو متر(pm)

1. كيف تتغيّر أنصاف الأقطار الذرّية للعناصر في الدور الواحد للجدول الدوري؟ فسّر ذلك.
2. كيف تتغيّر أنصاف الأقطار الذرّية للعناصر في الفصيلة الواحدة للجدول الدوري؟ فسّر ذلك.

أستنتج:



اتجاهات التغير في نصف قطر الذرّة

- يتناقصُ في الغالب نصف قطر الذرّة عند الانتقال من يسار الدور إلى يمينه بازدياد العدد الذرّي. فكلّما زادت شحنة النواة المُوجِبة زادت قوة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ، ممّا يسبب نقص قطر الذرّة.
- يزداد في الغالب نصف قطر الذرّة عند الانتقال من أعلى إلى أسفل الفصيلة بازدياد العدد الذري و يفسّر ذلك (رغم ازدياد الشحنة الموجبة للنواة):
  - ازدياد عدد السويّات الطاقية الرئيسية.
  - تعمل السويّات المُمتلِئة على حجب تأثير النواة على إلكترونات التكافؤ، فيقل التجاذب بينهما.
  - زيادة قوّة التنافر بين الإلكترونات.

تطبيق:

قارن بين أنصاف أقطار الذرّات الآتية : $_{9}F$، $_{5}B$، $_{3}Li$.

الحل:

- لاحظ التركيب الإلكتروني لهذه العناصر.

$$_{9}F: 1s^2\, 2s^2\, 2p^5 \text{ ، } _{5}B: 1s^2\, 2s^2\, 2p^1 \text{ ، } _{3}Li: 1s^2\, 2s^1$$

- جميع هذه العناصر تقع في دور واحد.
- يمكن ترتيبها بحسب تزايد نصف القطر الذري. (بازدياد العدد الذري يتناقص نصف القطر الذري)

$F \longrightarrow B \longrightarrow Li$ تزايد

تطبيق:

إذا كان طول الرابطة في جزيء الهدروجين يساوي $0.74\ \text{Å}$، وطول الرابطة في جزيء كلور الهدروجين تساوي $1.29\ \text{Å}$، احسب نصف قطر ذرّة الكلور.

الحل:

$$r = \frac{d(\text{طول الرابطة})}{2} \quad \text{(نصف قطر ذرّة الهدروجين)}$$

$$r = \frac{0.74}{2} = 0.37\ \text{Å}$$

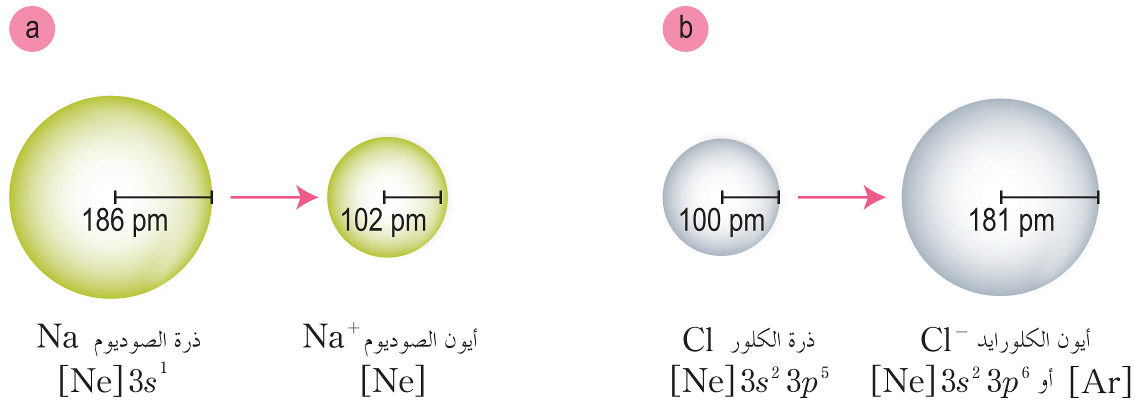
طول الرابطة = نصف قطر ذرّة الهدروجين + نصف قطر ذرّة الكلور

نصف قطر ذرّة الكلور $r' = 1.29 - 0.37 = 0.92\ \text{Å}$

2-3 نصف قطر الأيون:

نشاط (2) :

ألاحظ الشكل وأتساءل:



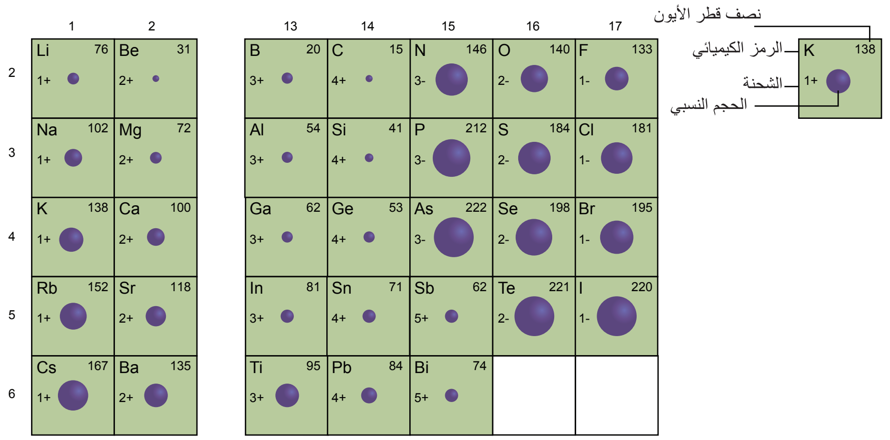
- ما دلالة القيمة 186 pm في ذرّة الصوديوم؟ و 100 pm في ذرّة الكلور؟
- ما دلالة القيمة 102 pm في أيون الصوديوم؟ و 181 pm في أيون الكلوريد؟
- فسّر الاختلاف في قيمة نصف القطر الذرّي للعنصر عن نصف قطر أيونه.

نستنتج:

- عندما تفقد الذرّة الإلكترونات وتكوّن أيوناً موجباً يصغر حجمها. يُفسّر ذلك:
إنّ فقدان إلكترون تكافؤ أو أكثر ينتج فراغاً في السويّة الخارجية، ممّا يؤدّي إلى نقصان في نصف القطر، وبالتالي يقلّ التنافر الكهربائي الساكن بين ما تبقّى من الإلكترونات، بالإضافة إلى زيادة التجاذب بينها وبين النواة ذات الشحنة الموجبة، ممّا يسمح للإلكترونات بالاقتراب أكثر من النواة.
- عندما تكتسب الذرّات إلكترونات وتكون أيونات سالبة يزداد حجمها. يُفسّر ذلك:
إنّ إضافة إلكترون إلى الذرّة يولّد تنافراً كهربائياً ساكناً أكبر مع إلكترونات السويّة الخارجية يدفعها بقوّة نحو الخارج، ينتج عن ذلك زيادة المسافة بين الإلكترونات الخارجية، ممّا يؤدّي إلى زيادة نصف القطر.

نشاط (3):

ألاحظُ وأجيبُ:

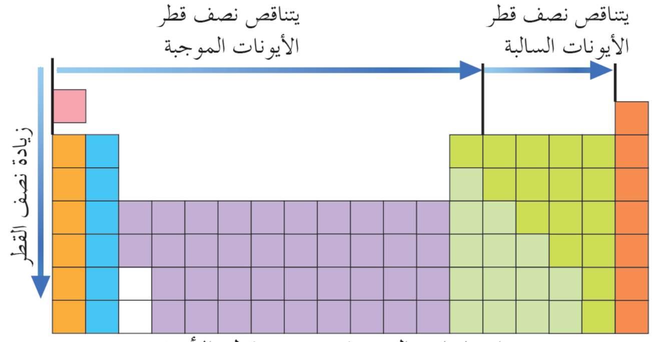


مقطع من الجدول الدوري يوضح قيم نصف قطر الأيون مقاساً بوحدة (pm)

1. كيف تتغيّر أنصاف الأقطار الأيونية للعناصر في الدور الواحد للجدول الدوري؟ فسّر ذلك.
2. كيف تتغيّر أنصاف الأقطار الأيونية للعناصر في المجموعة الواحدة للجدول الدوري؟ فسّر ذلك.

أستنتج:

- إنّ العناصرَ التي في الجهة اليسرى من الجدول تكوّن أيونات موجبة أصغر حجماً، في حين تكوّن العناصر التي في الجهة اليمنى من الجدول أيونات سالبة أكبر حجماً في الغالب، وبالانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدور يتناقصُ حجم الأيون الموجب. وعند بداية الفصيلة الخامسة يتناقصُ حجم الأيون السالب الأكبر أيضا تدريجياً.



اتجاهات التغير في نصف قطر الأيون

- عند الانتقال من أعلى إلى أسفل الفصيلة، فإنّ إلكترونات السويّات الخارجية في الأيون تكون في سويّات طاقةٍ أعلى، ممّا ينتج عنه زيادة في حجم الأيون. لذا يزداد نصف قطر كلٍّ من الأيونات الموجبة والسالبة عند الانتقال إلى الأسفل خلال الفصيلة.

نشاط (4):

رتّب العناصر الآتية حسب تزايد نصف قطر الأيون لكلٍّ منها:

$_{4}Be$ ، $_{20}Ca$ ، $_{12}Mg$

3-3 طاقة التأيّن:

ما المقصود بطاقة التأيّن؟

هي الطاقة المبذولة لانتزاع إلكترون من ذرّة (X) معتدلة مأخوذة بمفردها في الحالة الغازية:

$$X_{(g)} + \text{طاقة} \longrightarrow X^{1+}_{(g)} + e^-$$

يدلّ هذا التعريف على طاقة التأيّن الأولى حيث تتميّز العناصر المعدنية بقدرة ذرّاتها على التخلّي عن إلكتروناتها الخارجية مُتحوّلة إلى أيونات تحمل شحنات موجِبة.

وهناك تأيّنات لاحقة خاصة بانتزاع إلكترونات إضافية من الذرّات متعدّدة الإلكترونات.

طاقة التأيّن الثانية هي الطاقة اللازمة لإجراء التفاعل:

$$X^{1+}_{(g)} + \text{طاقة} \longrightarrow X^{2+}_{(g)} + e^-$$

تقدر طاقة التأيّن بالإلكترون فولط (eV) من أجل ذرّة واحدة أو بالكيلو جول ($kJ.mol^{-1}$) من أجل واحد مول.

إضاءة

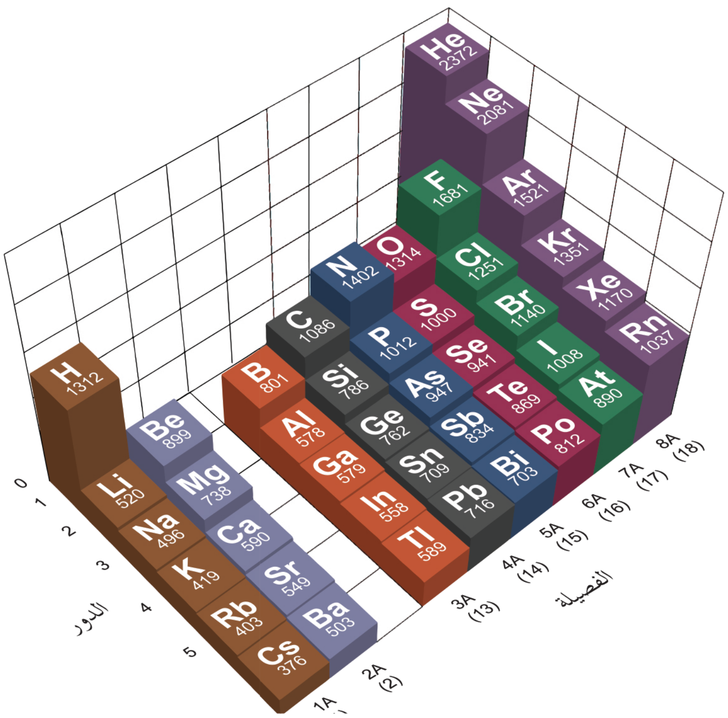
$$1eV = 1.6 \times 10^{-19} J$$

إثراء:

طاقة التأيّن والحياة:

إنَّ الزيادة في الضغط الذي يتعرَّض له الغوّاصون تحت سطح الماء يتسبَّب في دخول كميّة كبيرة من الأكسجين إلى الدم وهذا يسبب الإغماء والغثيان. ولتجنُّب ذلك يستخدمُ الغوّاصون خليط يسمَّى هيلوكس – أكسجين مُخفَّف بالهليوم. لأنَّ طاقة تأيّن الهليوم العالية تقلِّل من دخول الأكسجين إلى الدم.

ألاحظ الشكل:

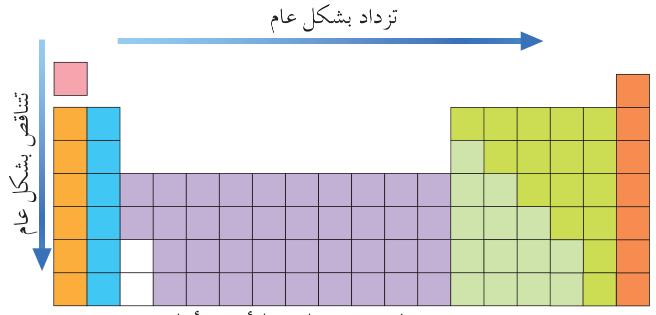


أتساءل وأجيب:

1. كيف تتغيّر طاقة التأيّن للعناصر في الدور الواحد من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري؟ فسّر ذلك.
2. كيف تتغيّر طاقة التأيّن للعناصر في الفصيلة الواحدة من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري؟ فسّر ذلك.

أستنتج:

- تزداد طاقة التأيّن لذرّات عناصر الدور الواحد بازدياد العدد الذرّي (من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري) والسبب في ذلك يعود إلى تزايد شحنة النواة (ازدياد عدد البروتونات) وهذا يزيد من جذب النواة للإلكترونات الخارجية.
- تتناقَص طاقة التأيّن لذرّات الفصيلة الواحدة بازدياد العدد الذرّي (من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري) رغم تزايد شحنة النواة، وذلك بسبب تزايد عدد سويّات الإلكترونية الرئيسية التي تعمل على زيادة حجب الإلكترونات السطحيّة عن النواة، وبالتالي تناقُص تأثّرها بها.



اتجاهات التغير في طاقة التأين الأولى

أفكّر ثمّ أفسّر:

- الذرّات التي لها قيم طاقة تأيّن كبيرة لا تميل إلى تكوين الأيونات الموجبة، لأنّ طاقة التأيّن تشير إلى مدى تمسّك نواة الذرّة بإلكترونات التكافؤ، وطاقة التأيّن الكبيرة تشير إلى تمسّك النواة بهذه الإلكترونات بشكل كبير.
- إنّ لطاقة تأيّن الليثيوم المُنخفِضة أهميّة في صنع الخلايا الكهربائية الجافة (البطاريات) للحاسوب: لأنّ سهولة خسارة الإلكترونات يساعد البطارية على إنتاج طاقة كهربائية أكبر.

تطبيق:

رتّب العناصر الآتية تصاعدياً حسب تزايد طاقة التأيّن $_9F$ ، $_7N$ ، $_4Be$.

الحل:

اكتب التوزّع الإلكتروني لهذه العناصر:

$_9F: 1s^2\,2s^2\,2p^5$ ، $_7N: 1s^2\,2s^2\,2p^3$ ، $_4Be: 1s^2\,2s^2$

جميع هذه العناصر تقع في دور واحد. (تتزايد طاقة التأيّن بازدياد العدد الذري لعناصر الدور الواحد).

تتزايد $Be \longrightarrow N \longrightarrow F$

4-3 الألفة الإلكترونية:

1	H -73								He 0
2	Li -60	Be ~(0)		B -29	C -122	N 0	O -141	F -328	Ne 0
3	Na -53	Mg ~(0)	Cu -118	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar 0
4	K -48	Ca ~(0)	Ag -125	Ga -29	Ge -119	As -78	Se -195	Br -324	Kr 0
5	Rb -47	Sr ~(0)	Au -282	In -29	Sn -107	Sb -101	Te -190	I -295	Xe 0
6	Cs -45	Ba ~(0)		Tl -19	Pb -35	Bi -91			

جدول قيم الألفة الالكترونية لبعض العناصر بوحدة kJ/mol

نشاط (5):

ألاحظ الشكل وأتساءل:

- ما المقصود بالألفة الإلكترونية؟
- كيف تتغيّر الألفة الإلكترونية في الدور الواحد؟
- كيف تتغيّر الألفة الإلكترونية في الفصيلة الواحدة؟

أستنتج:

- تميل ذرّات بعض العناصر وبشكل خاص اللامعدنيّة منها، لاكتساب إلكترونات إضافيّة وتشكيل أيونات سالبة، وهذا ما يعبّر عنه بالألفة الإلكترونية.

تُعرف الألفة الإلكترونية بأنّها: الطاقة المُتحرّرة عند انضمام إلكترون واحد إلى ذرّة غازية مُعتدِلة لتشكّل أيوناً غازياً سالباً في حالة مُستقِرّة.

$$X_{(g)} + e^{-} \longrightarrow X^{1-}_{(g)} + \text{طاقة}$$

وتقدّر الألفة الإلكترونية بالكيلو جول للمول الواحد $(kJ.mol^{-1})$.

الألفة الإلكترونية الثانية أو الثالثة: يلزم طاقة لإضافة إلكترون ثانٍ أو ثالث إلى الأيون السالب للتغلّب على قوى التنافُر الكهربائي.

تغيّر الألفة الإلكترونية عبر الدور والفصيلة في جدول التصنيف الدوري:

- في الدور الواحد تزداد الألفة الإلكترونية بازدياد العدد الذرّي (من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري)، وذلك لازدياد شحنة النواة (ازدياد عدد البروتونات)، وهذا ما يزيد من جذب النواة للإلكترونات.
- في الفصيلة الواحدة تقلّ الألفة الإلكترونية بازدياد العدد الذري (من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري)، وذلك لازدياد عدد الطبقات الإلكترونية، وهذا يؤدّي إلى حجب إلكترونات الطبقة السطحيّة عن النواة الأمر الذي يؤدّي بدوره إلى زيادة التنافُر بين الإلكترونات السطحيّة والإلكترون المُضاف.

تطبيق:

رتّب العناصر الآتية تصاعدياً حسب زيادة الألفة الإلكترونية: $_{35}Br$ ، $_{32}Ge$ ، $_{19}K$.

الحل:

اكتب التوزّع الإلكتروني لهذه العناصر:

$$_{19}K: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$$

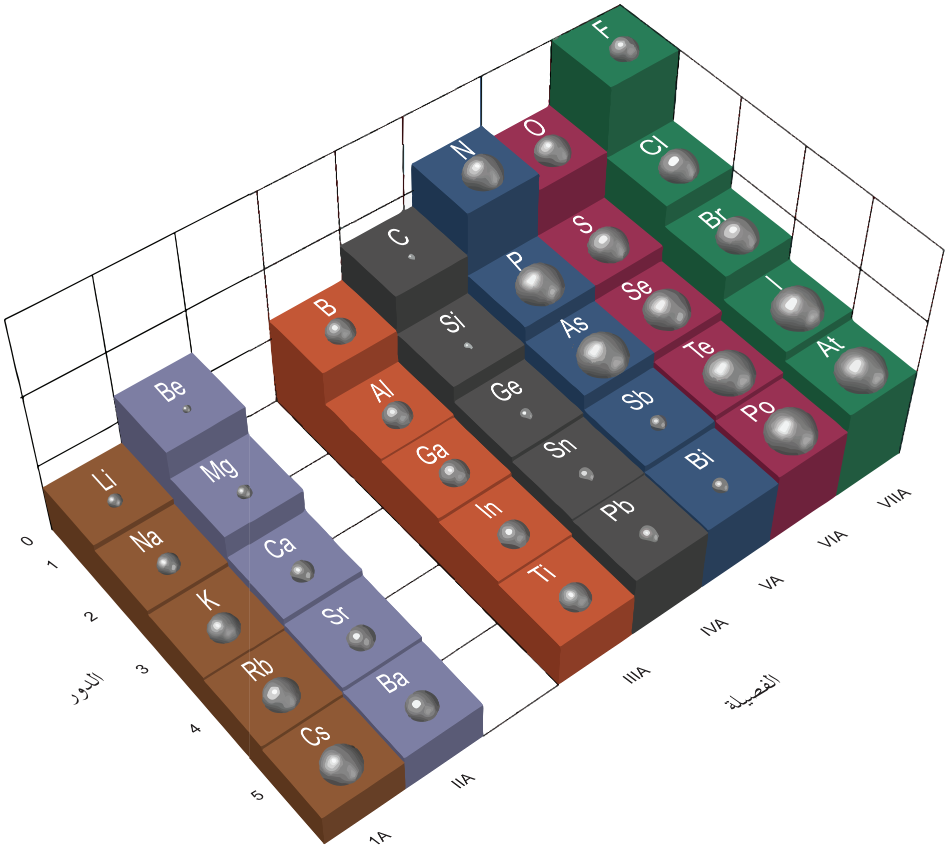
$$_{32}Ge: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^2$$

$$_{35}Br: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$$

لاحظ أنها تقع في دور واحد. تزداد الألفة الإلكترونية بازدياد العدد الذرّي.

$$K \longrightarrow Ge \longrightarrow Br$$

5-3 الكهرسلبيّة:



تغيّر الكهرسلبية لعناصر الفصائل A.

ألاحظ الشكل وأتساءل:

1. ما العنصر الأكثر كهرسلبية والعنصر الأقلّ كهرسلبية؟
2. ما المقصود بالكهرسلبية؟
3. لمْ تُعيَّن قيَمُ الكهرسلبية للغازات النبيلة؟ فسّر ذلك.
4. كيف تتغيَّر قيم الكهرسلبية في الدور الواحد وفي الفصيلة الواحدة؟

أفكّر ثمّ أجيب:

- الفلور F أكثر العناصر كهرسلبية بقيمة 3.98 في حين أنَّ السيزيوم والفرنسيوم أقلّ العناصر كهرسلبية بقيمة 0.79 و 0.7 على الترتيب.
- تعرّف الكهرسلبية بأنّها مدى قابلية ذرّات العنصر على جذب الإلكترونات في الرابطة الكيميائية، ويكون للذرّة الأكثر كهرسلبية قوّة جذب أكبر لإلكترونات الرابطة.
- لمْ تُعيَّن قيم الكهرسلبية للغازات النبيلة، لأنّها تشكّل عدد قليل من المركّبات.
- تقلُّ الكهرسلبية في الفصيلة بزيادة العدد الذرّي (أي كلّما اتّجهنا إلى الأسفل)، بسبب زيادة نصف قطر الذرّة، وتأثير حجب السويّات المُمتلِئة لقوى جذب النواة، وزيادة التنافر بين الإلكترونات.
- تزداد الكهرسلبية في الدور بزيادة العدد الذرّي، بسبب نقص نصف قطر الذرّة، وزيادة شحنة النواة، وزيادة قوى الجذب الكهربائي.

تزايد الكهرسلبية

تناقص الكهرسلبية

1 H 2.20																	2 He
3 Li 0.98	4 Be 1.57											5 B 2.04	6 C 2.55	7 N 3.04	8 O 3.44	9 F 3.98	10 Ne
11 Na 0.93	12 Mg 1.31											13 Al 1.61	14 Si 1.90	15 P 2.19	16 S 2.58	17 Cl 3.16	18 Ar
19 K 0.82	20 Ca 1.00	21 Sc 1.36	22 Ti 1.54	23 V 1.63	24 Cr 1.66	25 Mn 1.55	26 Fe 1.83	27 Co 1.88	28 Ni 1.91	29 Cu 1.90	30 Zn 1.65	31 Ga 1.81	32 Ge 2.01	33 As 2.18	34 Se 2.55	35 Br 2.96	36 Kr
37 Rb 0.82	38 Sr 0.95	39 Y 1.22	40 Zr 1.33	41 Nb 1.6	42 Mo 2.16	43 Tc 2.10	44 Ru 2.2	45 Rh 2.28	46 Pd 2.20	47 Ag 1.90	48 Cd 1.69	49 In 1.78	50 Sn 1.96	51 Sb 2.05	52 Te 2.1	53 I 2.66	54 Xe
55 Cs 0.79	56 Ba 0.89	57 La 1.1	72 Hf 1.3	73 Ta 1.5	74 W 1.7	75 Re 1.9	76 Os 2.2	77 Ir 2.2	78 Pt 2.2	79 Au 2.4	80 Hg 1.9	81 Tl 1.8	82 Pb 1.8	83 Bi 1.9	84 Po 2.0	85 At 2.2	86 Rn
87 Fr 0.70	88 Ra 0.90	89 Ac 1.1	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv		118 Og

الكهرسلبية < 1.0

1.0 ≥ الكهرسلبية < 2.0

2.0 ≥ الكهرسلبية < 3.0

3.0 ≥ الكهرسلبية < 4.0

قيم الكهرسلبية

إضاءة

الكهرسلبية: هي خاصيّة من خاصيّات الذرّات في المركّبات، بينما **طاقة التأيّن والألفة الإلكترونية** هما خاصيّتان للذرّات بحالتها المُفرَدة.

نشاط (6):

هل يوجد ارتباط بين الكهرسلبية وحجم الذرّة؟ فسّر ذلك.

تطبيق:

اكتب التوزيع الإلكتروني لذرات العناصر الآتية ثمّ رتبها حسب تزايد الكهرسلبية $_{15}P$ ، $_{16}S$ ، $_{17}Cl$.

$$_{15}P: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$$

$$_{16}S: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$$

$$_{17}Cl: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$$

الحل:

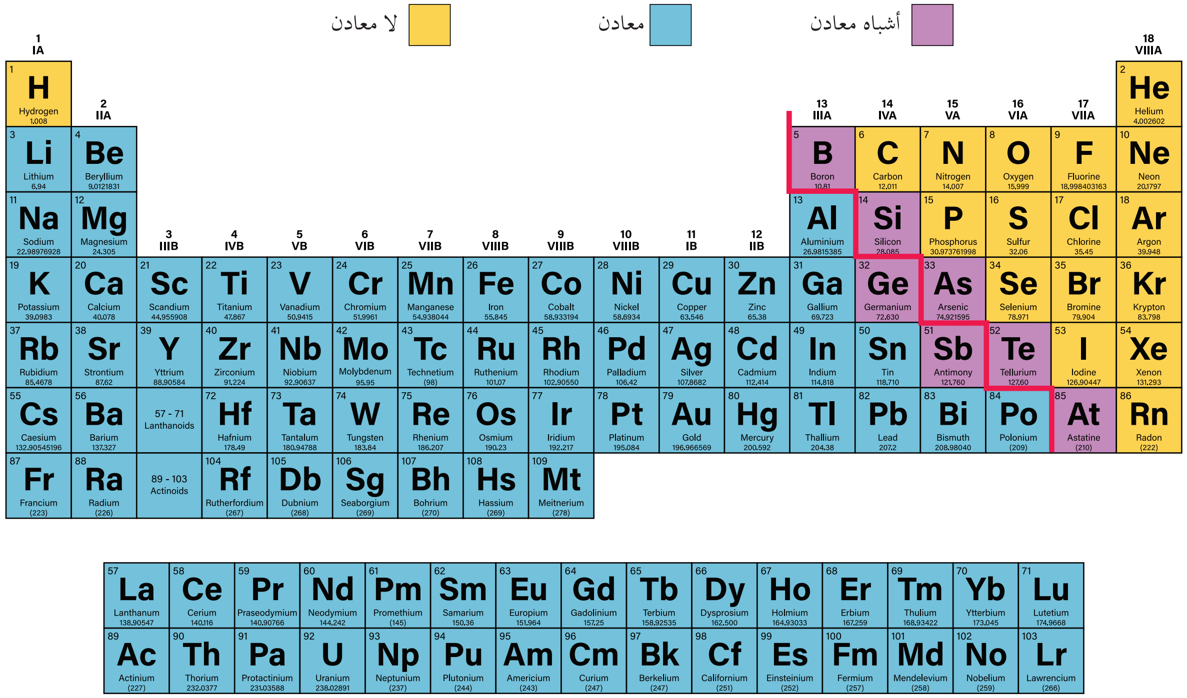
ألاحظ أن جميعها تقع على دور واحد (الثالث).

$P \longrightarrow S \longrightarrow Cl$ تزايد

نشاط (7):

ما الفرق بين الكهرسلبية والألفة الإلكترونية؟

6-3 الخاصيّات المعدنية واللامعدنية:



لاحظ موقعَ كلٍّ من المعادن، واللامعادن، وأشباه المعادن في الجدول الدوري، ومن خلال دراستك سابقاً صفْ الخاصيّات العامّة لكلٍّ منها. كيف تتغيّر الخاصيّة المعدنية واللامعدنية في الدور الواحد وفي الفصيلة الواحدة؟

المعادن:

1. هي عناصر تمتلئ طبقتها السطحيّة بأقل من نصف سعتها بالإلكترونات) أقل من 4 إلكترونات (مثل الصوديوم والمغنزيوم والألمنيوم).
2. تميل إلى فقد إلكترونات التكافؤ وتكوين أيُونات موجبة.
3. تتميّز بكبر نصف قطر الذرّة وصغر كلٍّ من الألفة الإلكترونية وطاقة تأيّنها.
4. ناقلة جيدة للكهرباء لسهولة حركة وانتقال الإلكترونات بين الذرّات من مكانٍ لآخر داخل المعدن.

اللامعادن:

1. هي عناصر تمتلئ طبقتها السطحيّة بأكثر من نصف سعتها بالإلكترونات، مثل الفوسفور والأكسجين والكلور.
2. تميل إلى اكتساب إلكترونات التكافؤ وتكوين أيُونات سالبة.
3. تتميّز بصغر نصف قطر الذرّة وكبر كلٍّ من الألفة الإلكترونية وطاقة تأيّنها.
4. غير ناقلة للكهرباء لصغر الحجم الذرّي وصعوبة فصل إلكترونات التكافؤ.

أشباه المعادن:

1. هي عناصر طبقتها السطحيّة ممتلئة بحوالي نصف سعتها.
2. لها مظهر المعادن ومُعظَم خاصيّات اللامعادن وخاصيّاتها وسط بين المعادن واللامعادن.
3. تستعمل في موصِلات الترانزستور والأجهزة الكهربائية، لأنّ ناقليتها الكهربائية أعلى من اللامعادن، وأقلّ من المعادن.

أستنتج:

- بزيادة العدد الذرّي تقل الصفة المعدنية، وتزداد الصفة اللامعدنية في الدور الواحد.
- بزيادة العدد الذرّي تزداد الصفة المعدنية، وتقلّ الصفة اللامعدنية في الفصيلة الواحدة.

7-3 قاعدة الثُمانية:

أتساءل:

أكتب التوزّع الإلكتروني لعنصر الصوديوم، وألاحظ البنيّة الإلكترونية لأيون الصوديوم. وأحدّد الإلكترونات في الطبقة الخارجية له، ثمّ أستنتج نصّ قاعدة الثُمانية.

أتذكر:

عندما تخسر ذرّة الصوديوم إلكترون التكافؤ الوحيد لديها لتُنتج أيون صوديوم، يتغيّر التوزّع الإلكتروني لها على النحو الآتي:

ذرّة صوديوم $_{11}Na: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ أيُون صوديوم $_{11}Na: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

ألاحظ أنّ التوزّع الإلكتروني لأيون Na^+ مشابه للتوزّع الإلكتروني للنيون (غاز نبيل).

قاعدة الثُمانية: إنّ الذرّة تكتسب الإلكترونات أو تخسرها أو تشارك بها، لتحصل على ثمانية إلكترونات تكافؤ في السويّة الطاقية السطحيّة.

ما فائدة قاعدة الثُمانية؟

تكمُن فائدة هذه القاعدة في تعيين نوع الأيُون الذي يُنتجه العنصر، فالعناصر التي تقع على الجانب الأيمن من الجدول الدوري تكتسب عادة الإلكترونات لتحصل على التوزّع الإلكتروني للغاز النبيل، ولهذا السبب تُنتِج هذه العناصر أيُونات سالبة، إلّا أنّه بطريقة مُشابِهة تَفقد العناصر التي على الجانب الأيسر من الجدول الدوري الإلكترونات لتُنتج أيُونات موجبة.

ألاحظ:

إنّ هذه القاعدة لا تشمل عناصر الدور الأوّل، لأنّها تحتاج إلى إلكترونَين فقط.

أتساءل:

ما إلكترونات التكافؤ؟ وكيف تُحدّد تكافؤات العناصر النموذجية في الجدول الدوري؟ كيف مثّل لويس هذه الإلكترونات؟

8-3 إلكترونات التكافؤ :

إلكترونات التكافؤ: هي الإلكترونات الموجودة في السويّة السطحيّة للعنصر.

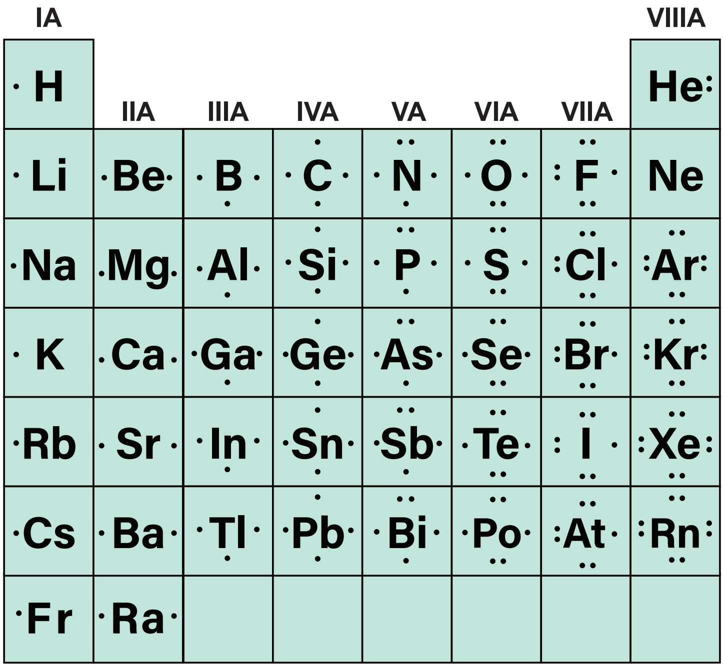
– **تكافؤ عنصر:**
هو عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها الذرّة عند تكوين المركبات الكيميائية، وهذه الإلكترونات تشغل في ذرّاتها المأخوذة في حالتها المُستقِرّة السويّات ذات الطاقة العليا.

– قيم التكافؤات المألوفة للعناصر النموذجية في الفصائل: IA, IIA, IIIA, IVA هي 1, 2, 3, 4 وهذه القيم هي عدد إلكترونات التكافؤ في الذرّات المفروضة.

– **قيم التكافؤات المألوفة لعناصر الفصائل:**
VA, VIA, VIIA, VIIIA تساوي الفرق بين العدد الأعظمي (البالغ ثمانية إلكترونات) وعدد إلكترونات تكافئها.

– ذرّات العناصر النبيلة (الخاملة) التي تُشكِّل الفصيلة (VIIIA)، تملك ثمانية إلكترونات تكافؤ عدا ذرّة عنصر الهليوم التي تحوي إلكترونَي تكافؤٍ فقط .

– اعتمد لويس ترميزاً ملائِماً، تبدو فيه إلكترونات التكافؤ على شكل نقاط تحيطُ برمز العنصر تساوي في عددها رقم الفصيلة.



تطبيق:

اكتب التوزّع الإلكتروني للعناصر الافتراضيّة الآتية: $({}_{9}Z, {}_{6}Y, {}_{8}X)$، ثمّ استنتج عدد إلكترونات التكافؤ في كلّ منها.

الحلّ:

لاحظ التوزّع الإلكتروني لهذه العناصر:

${}_{8}X: 1s^2\,2s^2\,2p^4$، عدد إلكترونات التكافؤ 6.

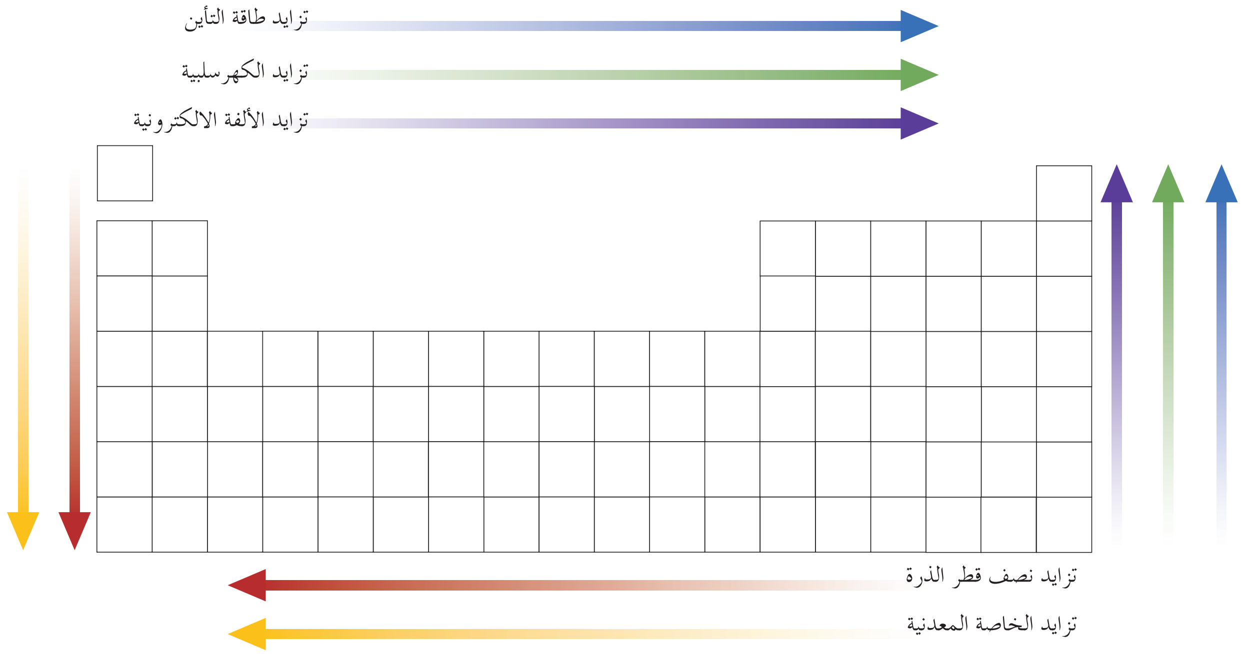
${}_{6}Y: 1s^2\,2s^2\,2p^2$، عدد إلكترونات التكافؤ 4.

${}_{9}Z: 1s^2\,2s^2\,2p^5$، عدد إلكترونات التكافؤ 7 .

نشاط (8):

اكتب التوزّع الإلكتروني لكلٍّ من البوتاسيوم والفلور، ثمّ أجب الأسئلة الآتية:

1. ماذا تحتاج كلّ ذرّة لتحقيق قاعدة الثمانية؟ وما عدد إلكترونات التكافؤ؟
2. ما موقع كلّ منهما في الجدول الدوري؟ وما تكافؤه؟
3. اكتب تمثيل لويس لكلٍّ منهما.



تعلّمت

- الخاصيّات الفيزيائية والخاصيّات الكيميائية تتغيّر دوريّا تبعاً لأعدادها الذرّية.
- نصف القطر الذرّي هو نصف المسافة بين نواتَي ذرَّتَين مُتماثلتَين ومُترابطتَين كيميائياً (وتُقدَّر عادةً بالبيكومتر pm).
- أنصاف الأقطار الذرّية لعناصر الدور الواحد تتناقص بازدياد العدد الذرّي (من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري) وتزداد بازدياد العدد الذرّي لعناصر الفصلية الواحدة (من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري)
- طاقة التأيّن: هي الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون واحد من ذرّة عنصر مُعيّن مُعتدِلة الشحنة مأخوذة في الحالة الغازية، وتقدّر بوحدة ($kJ.mol^{-1}$).
- تزداد طاقة التأيّن لذرّات عناصر الدور الواحد بازدياد العدد الذرّي(من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري)، وتتناقَص لذرّات الفصيلة الواحدة بازدياد العدد الذرّي (من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري).
- الألفة الإلكترونية: هي الطاقة الناتجة عندما تكتسب ذرّةً غازيةً مُتعادِلةً إلكتروناً واحداً لتشكّل أيُوناً غازياً سالباً، وتقدّر بوحدة ($kJ.mol^{-1}$) .
- تزداد الألفة الإلكترونية في الدور الواحد من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوّري وتقلّ بازدياد العدد الذرّي في الفصيلة الواحدة من الأعلى إلى الأسفل.
- الكهرسلبية: هي قدرة الذرّة على جذب الإلكترونات في أيّ مركب كيميائي.
- تزداد كهرسلبية العناصر في الدور الواحد من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري، وتتناقص في الفصيلة الواحدة من الأعلى إلى الأسفل.
- تكافؤ عنصر: هو عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها الذرّة عند تكوين المركبات الكيميائية. وتشغل المدارات ذات الطاقة العليا عندما تكون ذرّاتها مُستقِرّة.
- بزيادة العدد الذرّي تقل الصفة المعدنية، وتزداد الصفة اللامعدنية في الدور الواحد.
- بزيادة العدد الذرّي تزداد الصفة المعدنية، وتقلّ الصفة اللامعدنية في الفصيلة الواحدة.

أختبر نفسي

أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

1. عناصر الفصيلة الواحدة في الجدول الدوري متماثلة في:

a. عدد إلكترونات التكافؤ. b. الخاصيّات الفيزيائية. c. عدد الإلكترونات. d. التوزّع الإلكتروني.

2. إحدى العبارات الآتية صحيحة:

a. نصف قطر ذرّة الصوديوم Na أكبر من نصف قطر ذرّة المغنزيوم Mg.

b. قيمة الكهرسلبية للكربون C أصغر من قيمة الكهرسلبية للبور B.

c. نصف قطر الأيون Br^- أصغر من نصف قطر ذرّة البروم Br.

d. طاقة التأيّن الأولى لعنصر البوتاسيوم K أصغر من طاقة التأيّن الأولى لعنصر الرييبيديوم Rb.

3. الفصيلة التي تحتوي على أشباه معادن:

a. IA b. IIA c. VA d. VIIIA

ثانياً: أعطِ تفسيراً علمياً لكلٍّ ممّا يأتي:

1. يقل نصف القطر الذرّي في الدور الواحد من اليسار إلى اليمين.
2. طاقة التأيّن للغازات النبيلة عالية.
3. العناصر التي يكون لها طاقةُ تأيّن صغيرة نشيطةً كيميائياً.
4. تزايُد طاقة تأيّن العناصر المتتالية في الجدول الدوري عبّر الدور.
5. نصف قطر الأيون المُوجِب أقلّ من نصف قطر ذرّته.
6. نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر ذرّته.
7. تستعمل أشباه المعادن في موصلات الترانزستور والأجهزة الكهربائية.

ثالثاً: أجب عن الاسئلة الآتية:

1. أيّ العناصر الآتية: المغنزيوم أم الكالسيوم أم البريليوم، نصف قطر أيونه أكبر؟ وأيّها نصف قطر أيونه أصغر؟
2. ما سبب اختلاف نصف قطر أيون اللامعدن ونصف قطر ذرته؟
3. حدّد أي من العنصرين له أكبر طاقة تأيّن في كلٍّ من الأزواج الآتية:

(Cs , Li) (Kr , Li) (Ne , N)

4. يُعدّ العنصر ذو التوزّع الإلكتروني: $[Ar]4s^2$ من أهمّ المعادن الموجودة في الحليب، والمطلوب حدّد كلّ من:

a. الفصيلة b. الدور c. الفئة التي ينتمي لها هذا العنصر d. تكافؤه

5. قارن بين أنصاف أقطار الذرات الآتية: $_{20}Ca$ $_{12}Mg$ $_{4}Be$.
6. رتّب العناصر الآتية تصاعُدياً حسب تزايد طاقة التأيّن: $_{32}Ge$ $_{14}Si$ $_{6}C$.
7. رتّب العناصر الآتية تصاعدياً حسب تزايد الألفة الإلكترونية: $_{52}Te$ $_{34}Se$ $_{16}S$.
8. احسب طول الرابطة في جزيء الفلور، علماً أنّ طول الرابطة في جزيء فلور الهدروجين 0.94 Å، وطول الرابطة في جزيء الهدروجين 0.6 Å.

تفكير ناقد

يوجد اختلاف في الخاصيّات الفيزيائية بين المعادن واللامعادن. فسّر ذلك.

أبحث أكثر

تمتاز المعادن بخاصيّة اللمعان والبريق، ابحث في مكتبة المدرسة والشابكة عن سبب هذه الخاصيّة.

مشروع تطوّر مفهوم الذرّة عبر مراحل تاريخية

هدف المشروع:

إظهار دور العلماء عبر التاريخ في اكتشاف تطور بنية الذرّة.

مراحل المشروع:

أولاً– التخطيط:

1. دراسة كل نموذج من النماذج الآتية:
   نموذج دالتون، نموذج رذرفورد ، نموذج بور، النموذج الحديث لبنية الذرّة.
2. مقارنة النماذج السابقة وإظهار الفرق بينها.

ثانياً– التنفيذ :

ويتضمن :

1. توزيع الطلاب إلى أربع مجموعات.
2. تبحث كلّ مجموعة عن نموذج من النماذج السابقة.
3. تبادل المعلومات بين المجموعات ومقارنة النماذج.

ثالثاً– التقويم:

يتضمن مناقشة النتائج، وإعداد تقرير شامل يبيّن دور العلماء في تطور بنية الذرّة خلال مدة خمسة عشر يوماً.

أسئلة الوحدة الثانية

أولاً: لديك الجدول الآتي:

العنصر	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
العدد الذرّي	3	4	5	6	7	8	9	10

بالاعتماد على الجدول السابق، اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

1. العنصر الموجود في الطبيعة على شكل غازات أحادية الذرّة (منفردة):

a. N   b. O   c. F   d. Ne

2. العنصر الذي نصف قطر أيونه أصغر من نصف قطر ذرّته:

a. C   b. F   c. Li   d. Ne

3. العنصر الذي تكون شحنة أيونه (3^{+}) ثلاثي موجب:

a. Be   b. B   c. N   d. O

4. العنصر الذي ينتمي إلى العناصر القلوية الترابية:

a. Ca   b. F   c. Li   d. Ne

5. العنصر الذي نصف قطر أيونه أكبر من نصف قطر ذرّته:

a. Be   b. F   c. Li   d. Ne

6. العنصر الذي ينتمي إلى فصيلة الهالوجينات:

a. C   b. F   c. Li   d. Ne

7. العنصر الأكثر طاقة تأيّن:

a. Be   b. F   c. B   d. Ne

8. العنصر ذو نصف القطر الذرّي الأصغر:

a. Be   b. B   c. Li   d. Ne

9. العنصر الأقلّ ألفةً إلكترونية:

a. Be   b. Li   c. B   d. Ne

10. العنصر الأكثر كهرسلبية:

a. Li	b. F	c. B	d. Ne

11. العنصر الذي ذرّته أكبر حجماً:

a. Be	b. O	c. B	d. N

12. عنصر النتروجين تحوي سويّته الطاقية الأساسية الخارجية (السطحيّة):

a. 7 إلكترونات	b. 6 إلكترونات	c. 5 إلكترونات	d. 4 إلكترونات

13. العنصر الذي سويّته الطاقية الفرعيّة $2p$ مُمتلِئة بستة إلكترونات:

a. C	b. O	c. F	d. Ne

14. التوزّع الإلكتروني لعنصر النيون Ne يطابق التوزّع الإلكتروني للأيون:

a. Na^{+}	b. Li^{+}	c. O^{-}	d. Be^{+2}

15. التوزّع الإلكتروني لذرّة عنصر الكربون:

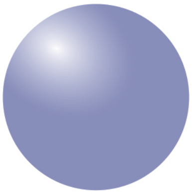
a. $1s^2\,2s^1\,2p^3$	b. $1s^2\,2s^2\,2p^2$	c. $1s^1\,2s^1\,2p^4$	d. $1s^2\,2s^2\,3p^2$

16. عدد الإلكترونات العزباء في ذرّة الأكسجين:

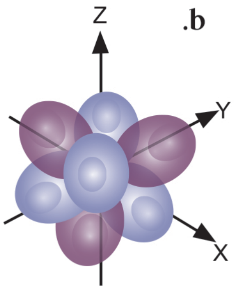
a. 8	b. 2	c. 6	d. 4

17. السوية الطاقية الفرعيّة s في ذرّة الليثيوم Li شكل المحط إلكتروني لها:

a.

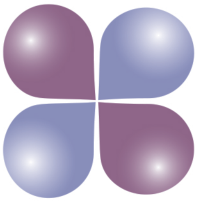


b.



c.

d.



18. المحطّ الإلكتروني في ذرّة الكربون C الذي شكله مَغزلان يلتقيان بالرأس:

a. s	b. p	c. d	d. f

19. التوزّع الإلكتروني $[He]2s^2\,2p^3$ لعنصر:

a. O	b. N	c. B	d. Li

ثانيا: أعطِ تفسيراً علمياً لكلّ ممّا يأتي:

1. كهرسلبية الأكسجين أعلى من كهرسلبية النتروجين.
2. نصف قطر Fe^{+2} أكبر من نصف قطر Fe^{+3}.
3. عنصر البوتاسيوم لا يوجد حرّاً في الطبيعة.

ثالثاً: أجِب عن الأسئلة الآتية:

1. أكمل الجدول الآتي، ثمّ رتِّب المحطّات بحسب تزايد الطاقة.

رمز المحط	قيمة n	قيمة ℓ	مجموع قيمتي $n+\ell$
$3d$			
$4s$			
$2p$			
$5f$			

2. بالاستعانة بالجدول الدوري صنّف العناصر الآتية: Zn , Kr , K , Si , Br إلى:

a. عنصر انتقالي. **b**. معدن قلوي. **c**. شبه معدن. **d**. لامعدن. **e**. غاز نبيل.

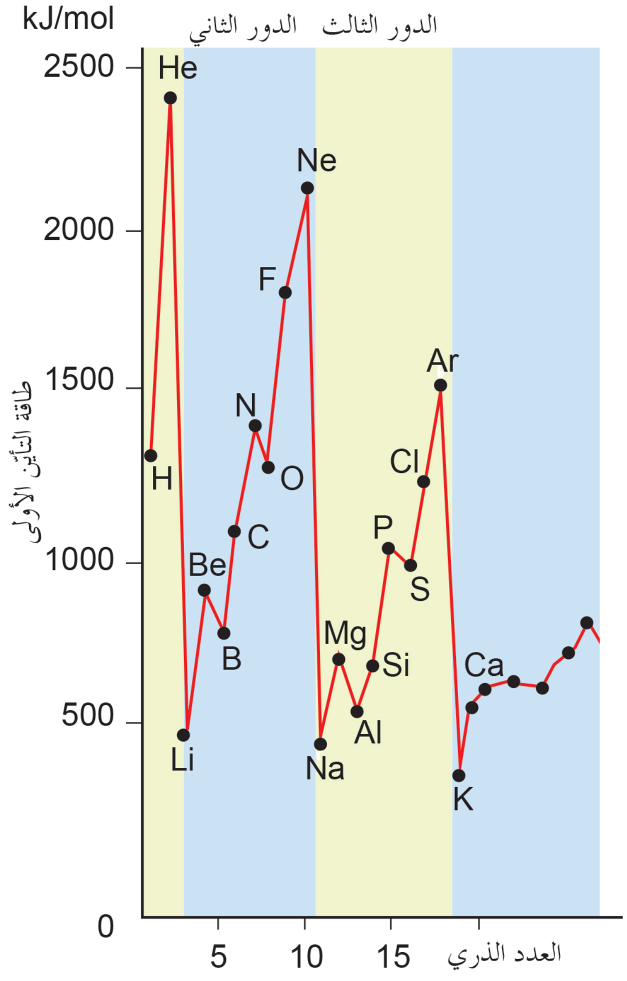
3. اكتب التوزّع الإلكتروني لـ $_{20}Ca$، ثمّ حدِّد الأعداد الكموميّة الأربعة لإلكتروني السويّة الطاقية السطحيّة.

رابعاً: المُخطَّط البياني يُمثّل دورية طاقة التأيّن الأولى لبعض العناصر بدلالة أعدادها الذرّية.

المطلوب:

1. رتّب عناصر الدور الثاني تصاعُدياً حسب طاقة التأيّن الأولى لكلّ منها.

2. رتّب العناصر الآتية: Ne , He , N , S , Ca تنازُلياً حسب طاقة التأيّن الأولى لكلّ منها.

3. حدّد عناصر الدور الثاني والثالث التي تشذُّ عن الخاصيّة الدورية لطاقة التأيّن الأولى. ثمّ حدّد الفصائل التي تنتمي إليها هذه العناصر.

4. حدِّد العنصر الذي له أكبر قيمة لطاقة التأيّن الأولى. ثمّ فسّر سبب ارتفاع هذه القيمة.